



اطلس الخيمياء



بِسْمِ اللَّهِ الرَّحْمَنِ الرَّحِيمِ

محفوظة
جميع الحقوق

الرقم الدولي : 4 - 61-366 - 9953 - 978 ISBN
الموضوع : تعريف شامل بالكيمياء
العنوان : أطلس الكيمياء
ترجمة وإعداد: عماد الدين أفندي - سائر بصمه جي
الصفحات : 160
الطبعة الثانية: 2013

يمنع طبع هذا الكتاب أو جزء منه بكل طرائق الطبع
والتصوير والنقل والترجمة والتسجيل المرئي والمسموع
والحاسوبي وغيرها من الحقوق إلا بإذن خطي من الناشر

شركة **الإشراف العلمي** ش.م.م.

للطباعة والنشر والتوزيع



لبنان - بيروت - ص.ب : 11/6918 الرمز البريدي 11072230 تليفاكس : 01 701668
سورية - حلب - ص.ب : 415 هاتف : 2115773 / 2116441 / فاكس : 2125966

www.afach.aleppodir.com

[email: afashco1@scs-net.org](mailto:afashco1@scs-net.org)



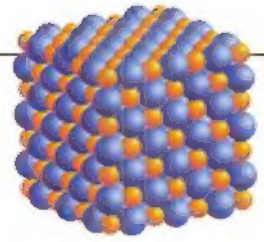
This edition has been produced with a subsidy by the **Spotlight on Rights** programme in Abu Dhabi.



تم إصدار هذا الكتاب بدعم من برنامج أضواء على حقوق النشر في أبوظبي



المحتويات



6.....	العناصر
9.....	الجدول الدوري للعناصر
10.....	الذرات والجزيئات
12.....	حالات المادة
14.....	المواد
16.....	المحاليل والمزيجات
18.....	الحالة الصلبة
20.....	الحالة السائلة
22.....	الغازات
24.....	الاحتراق
26.....	الهواء
28.....	الماء
30.....	التفاعلات الكيميائية
32.....	المركبات الكيميائية
34.....	الروابط الكيميائية
36.....	المعادن واللا معادن
38.....	استخراج المعادن
40.....	السبائك
42.....	الحموض
44.....	الأسس والقلويات
46.....	المحفزات والأنزيمات
48.....	الصابون ومساحيق الغسيل
50.....	البلمرات
52.....	اللدائن



54.....	الألياف
56.....	الليثيوم
58.....	الصوديوم
60.....	البوتاسيوم
62.....	المغنيزيوم
64.....	الكالسيوم
66.....	الراديوم
68.....	المنغنيز
70.....	الحديد
72.....	الكوبالت
74.....	النيكل
76.....	النحاس
78.....	التوتياء
80.....	الفضة
82.....	التنغستين
84.....	البلاتين
86.....	الذهب
88.....	الزئبق
90.....	الألمنيوم
92.....	القصدير
94.....	الرصاص
96.....	البورون
98.....	السياليكون
100.....	الهيدروجين
102.....	الكربون
104.....	النتروجين



106.....	الأكسجين
108.....	الفوسفور
110.....	الكبريت
112.....	الفلور
114.....	الكلور
116.....	البروم
118.....	اليود
120.....	الغازات النبيلة
122.....	اليورانيوم
124.....	الهيدروكربونات
126.....	الأستيلين
128.....	البنزين
130.....	ثنائي أكسيد الكربون
132.....	أول أكسيد الكربون
134.....	الميثانول
136.....	الإيثانول
138.....	الميتان
140.....	حمض كلور الماء
142.....	برمنغنات البوتاسيوم
144.....	الكلوريد المتعدد الفينيل
146.....	كلوريد الصوديوم
148.....	حمض الكبريت
150.....	حمض الآزوت
152.....	الفينول
154.....	كيميائيون مشاهير
156.....	تعريفات مهمة





الذهب هو أحد العناصر
المعدنية الثمينة

المعادن واللا معادن

يمكن للعناصر أن تكون معادن *metals* أو لا معادن *non-metals*. فالحديد والنحاس والفضة والذهب والهيدروجين والكربون والنتروجين والأكسجين كلها أمثلة على العناصر الموجودة في الطبيعة، ولكنها تقسم إلى معادن مثل الحديد والنحاس والذهب والفضة، ولا معادن كالهيدروجين والكربون والنتروجين والأكسجين.

الرموز الكيميائية

يتم تمثيل العناصر برموز *symbols* تشتق من أسمائها. ويتألف الرمز من حرف أو اثنين. وعادة ما يكتب الحرف الأول بالخط العريض، والحرف الثاني - إن وجد - يكتب بالخط الصغير. وتشتق معظم أسماء العناصر من كلمات إنكليزية أو لاتينية أو ألمانية. ومن أمثلة الرموز الكيميائية لبعض العناصر: الأكسجين (O)، الهيدروجين (H)، الحديد (Fe)، الذهب (Au).

مصادر أسماء العناصر

كلمات	أماكن	أجرام سماوية	أسماء علماء
اشتق الهيدروجين (H) من اليونانية القديمة؛ حيث "هدرو" تعني "الماء" و"جين" تعني "تشكل".			
اشتق الكلور (Cl) من اليونانية القديمة؛ حيث "كلوروس" تعني اللون الأخضر المصفر.			
اشتق البروم (Br) من اليونانية القديمة؛ حيث "بروموس" تعني "كريح الرائحة".			
اشتق الكوبالت (Co) من الكلمة الألمانية "غلويلين" وتعني "الروح الشرسة".			
الأرغون (Ar) كلمة يونانية قديمة تعني "غير نشط".			
اشتق رمز الذهب (Au) من الكلمة الأنغلو سكسونية القديمة للذهب وهي "أوروم".			
يوجد عنصر السكندريوم (Sc) في اسكاندينافيا.			
سمي الثوليوم (Tm) بهذا الاسم نسبةً إلى "ثولة" وهي الاسم القديم لاسكاندينافيا.			
سمي الأوروبيوم (Eu) بهذا الاسم نسبةً إلى أوروبا.			
سمي البولونيوم (Po) بهذا الاسم نسبةً إلى بولونيا، وهي موطن المكتشفين الكيميائيين ماري وبير كوري.			
سمي السيليونيوم (Se) بهذا الاسم نسبةً إلى "سيليس" ويعني القمر في اليونانية القديمة.			
سميت عناصر البلوتونيوم (Pu) والنيبتونيوم (Np) واليورانيوم (U) نسبةً إلى كواكب بلوتو ونبتون وأورانوس.			
تعني كلمة "ميركوري" Mercury الإنكليزية كلا من عنصر الزئبق وكوكب عطارد. ولكن رمز الزئبق Hg اشتق من الكلمة اللاتينية "هدراجيرون" وتعني "الفضة السائلة".			
سمي الكوريوم (Cm) بهذا الاسم نسبةً إلى بير وماري كوري.			
سمي الفيرميوم (Fm) بهذا الاسم نسبةً إلى العالم الإيطالي إنريكو فيرمي.			
سمي الأينشتاينيوم (Es) نسبةً إلى ألبرت أينشتاين.			
وسمي المنديليفيوم (Md) نسبةً إلى ديميتري مندلييف.			

18 VIII A					
13 III A	14 IV A	15 V A	16 VI A	17 VII A	
boron 5 B 10.811	carbon 6 C 12.011	nitrogen 7 N 14.007	oxygen 8 O 15.999	fluorine 9 F 18.998	helium 2 He 4.0026
aluminum 13 Al 26.982	silicon 14 Si 28.086	phosphorus 15 P 30.974	sulfur 16 S 32.065	chlorine 17 Cl 35.453	neon 10 Ne 20.180
gallium 31 Ga 69.723	germanium 32 Ge 72.31	arsenic 33 As 74.922	selenium 34 Se 78.96	bromine 35 Br 79.904	argon 18 Ar 39.948
indium 49 In 114.82	tin 50 Sn 118.71	antimony 51 Sb 121.76	tellurium 52 Te 127.60	iodine 53 I 126.90	krypton 36 Kr 83.80
thallium 81 Tl 204.38	lead 82 Pb 207.2	bismuth 83 Bi 208.98	polonium 84 Po [209]	astatine 85 At [210]	xenon 54 Xe 131.29
	ununquadium 114 Uuq [289]				radon 86 Rn [222]

erbium 68 Er 167.26	thulium 69 Tm 168.93	ytterbium 70 Yb 170.04	lutetium 71 Lu 174.97
fermium 100 Fm [257]	mendelevium 101 Md [258]	nobelium 102 No [259]	lawrencium 103 Lr [262]

21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn
39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd
	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg
	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cp

المعادن القلوية

تقع المعادن القلوية alkali metals في المجموعة (1A) على الجدول الدوري، وهي عناصر شديدة التفاعل ذات كثافة أقل من المعادن الأخرى. ومن أمثلة المعادن القلوية: الليثيوم، والصوديوم، والبوتاسيوم، والروبيديوم، والسيزيوم، والفرانسيوم.

فلزات الأتربة القلوية

تقع فلزات الأتربة القلوية alkaline earth metals في المجموعة (2A) على الجدول الدوري. ويحتوي كل من فلزات الأتربة القلوية زوجاً من الإلكترونات في طبقته الخارجية، ويشكل الكثير من المركبات. ومن الأمثلة على فلزات الأتربة القلوية: البيريليوم، والمغنيزيوم، والكالسيوم، والسترونشيوم، والباريوم، والراديوم.

العناصر الانتقالية

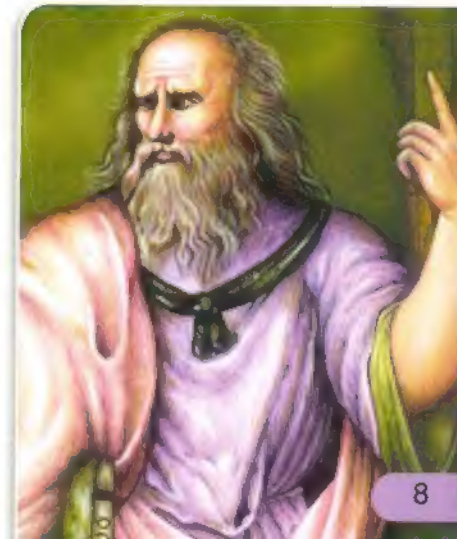
تقع العناصر الانتقالية transition elements بدءاً من المجموعة (2B) وحتى المجموعة (8B) على الجدول الدوري. وتتميز هذه العناصر بنقاط ذوبان وغليان عالية وناقلية كهربائية عالية. ومن أمثلة العناصر الانتقالية النحاس، والمنغنيز، والحديد، والكوبالت، والنيكل، والزنك، والفضة، والتنجستين، والبلاتين، والذهب، والزنابق.

أول جدول دوري

قام عالم الكيمياء الروسي دميتري مندلييف Dmitri Mendeleev بوضع أول جدول دوري للعناصر سنة 1869. وكان ذلك الجدول يحوي علامات استفهام وفراغات بين العناصر، لأن الكثير من العناصر لم تكن قد اكتشفت بعد في زمن مندلييف. وقد نظم مندلييف جدولته بزيادة الوزن الذري بعكس الجدول الدوري الحديث الذي يعتمد على زيادة العدد الذري.

التنبؤ بخواص عنصر

يساعدنا الجدول الدوري على التنبؤ بخواص العناصر ومقارنتها ببعضها؛ حيث يتناقص الحجم الذري كلما تحركنا على الجدول من اليسار إلى اليمين، ويزداد كلما تحركنا من الأعلى إلى الأسفل. ويزداد العدد الذري كلما عبرنا نسقاً أو دورة. وكان الفيلسوف اليوناني أفلاطون Plato هو أول من استخدم كلمة "عنصر" في حوالي سنة 360 ق.م.



الجدول الدوري **periodic table** هو مخطط يجمع
حيث تترتب العناصر بحسب رقمها الذري. وقد صُمّت
الكيميائية المتشابهة إلى بعضها. ويحوي الجدول الد
أدوار **periods**: حيث تدعى الأنساق الأفقية للعناصر
للعناصر بالمجموعات.

lanthanum 57 La 138.91	cerium 58 Ce 140.12	praseodymium 59 Pr 140.91	neodymium 60 Nd 144.24	promethium 61 Pm [145]	samarium 62 Sm 150.36	europium 63 Eu 151.96	gadolinium 64 Gd 157.25	terbium 65 Tb 158.93	dysprosium 66 Dy 162.50	holmium 67 Ho 164.93
actinium 89 Ac [227]	thorium 90 Th 232.04	protactinium 91 Pa 231.04	uranium 92 U 238.03	neptunium 93 Np [237]	plutonium 94 Pu [244]	americium 95 Am [243]	curium 96 Cm [247]	berkelium 97 Bk [247]	californium 98 Cf [251]	einsteinium 99 Es [252]

الكتل
الكتل blocks الرئيسة الأربع في الجدول الدوري هي
الكتلة (s) والكتلة (p) والكتلة (d) والكتلة (f). من بين
المجموعات الثمانية عشر تحوي الكتلة (s)
المجموعتين (1) و(2)، وتحوي الكتلة (p) المجموعات
من (13) إلى (18)، بينما تحوي الكتلتان (d) و(f)
المجموعات من (3) إلى (12).

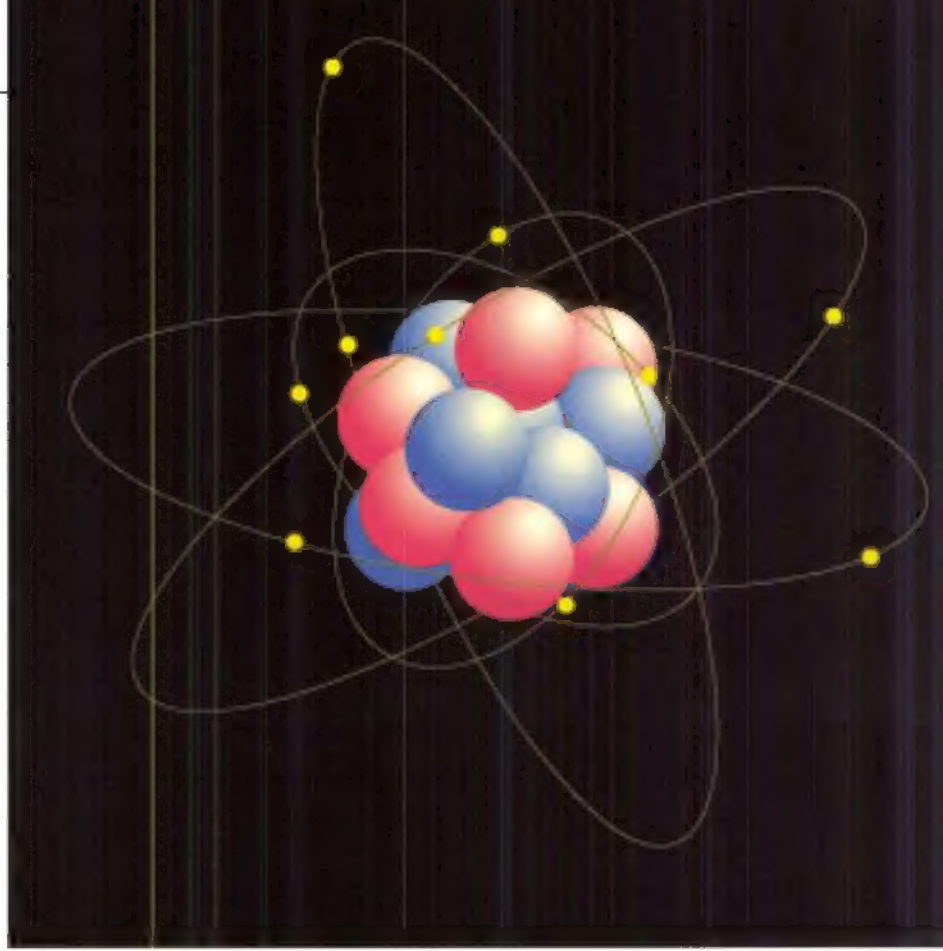
هل تعلم؟
تحتوي أشباه المعادن metalloids كالسيليكون والجيرمانيوم خصائص توجد في المعادن واللا معادن.

تقع الهالوجينات halogens في المجموعة (7A) على الجدول الدوري، وهي شديدة التفاعل لاسيما مع المعادن القلوية وفلزات الأثرية القلوية. ومن الأمثلة على الهالوجينات: الفلور، والكلور، والبروم، واليود، والأستاتين، والأنتونستيتيوم.

تقع الغازات النبيلة noble gases في المجموعة (8) على الجدول الدوري، وهي لا تتفاعل مع غيرها على الإطلاق، وتأخذ الشكل الغازي في درجة حرارة الغرفة. وللغازات النبيلة طاقات تأين ionization energy عالية ونقاط غليان منخفضة. ومن أمثلة الغازات النبيلة: الهيليوم، والنيون، والأرغون، والكربتون، والزينون، والرادون، والأونونوكتيوم.

الذرات والجزيئات

تتألف العناصر من ذرات atoms وجزيئات molecules. والذرات هي أصغر أجزاء العنصر. أما الجزيئات فتتألف من ذرات. وتتشكل الجزيئات حين تتحد ذرتان معاً لتشكل لبننة بناء أكبر للمادة.



بنية الذرة

خواص الذرات والجزيئات
تحافظ الذرات على الهوية الكيميائية chemical identity للعنصر عبر جميع التفاعلات الكيميائية والفيزيائية التي تجري عليها. وهي توجد في جميع العناصر والمواد، وتتميز بخواص العناصر التي تتألف منها. أما الجزيئات فهي أصغر وحدات المركبات الكيميائية.

- داخل الذرة
- تتألف الذرة من ثلاثة جسيمات رئيسية: البروتونات، والنيوترونات، والإلكترونات.
 - توجد البروتونات protons في نواة الذرة، ولها شحنة كهربائية موجبة.
 - توجد النيوترونات neutrons في نواة الذرة، وليس لها أي شحنة كهربائية.
 - تدور الإلكترونات electrons حول النواة، ولها شحنة كهربائية سلبية.

الإلكترون



البروتون (أو النيوترون)



النواة

الكوارك



الذرة



جون دالتون

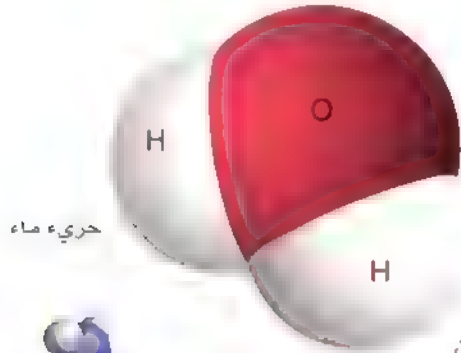
النظرية الذرية الحديثة

اقترح الكيميائي الإنكليزي جون دالتون John Dalton النظرية الذرية الحديثة modern atomic theory سنة 1808. وقد ضمت نظريته الذرية النقاط الرئيسية الآتية:

- تتألف جميع المواد من جسيمات صغيرة غير قابلة للقسمة تدعى الذرات.
- تتشابه ذرات عنصر ما من حيث الشكل والحجم والكتلة والخواص الأخرى.
- لكل عنصر ذراته الخاصة وتختلف الذرات باختلاف العناصر.
- الذرة هي أصغر وحدة أو جسيم يلعب دوراً في التراكيب الكيميائية. وتتحد الذرات مع بعضها بعضاً ضمن نسب معينة؛ لتشكل ذرات مركبة تدعى الجزيئات.
- لا يمكن خلق الذرات أو تدميرها بأي تغيير كيميائي أو فيزيائي.

الجزيئات

تتألف الجزيئات molecules من ذرات ضمت إلى بعضها بواسطة روابط ضمن ترتيبات معينة ويمكن للجزيئات أن تكون ثنائية الذرة diatomic، أو ثلاثية الذرة triatomic، أو حتى أكبر من ذلك. فأكسيد الآزوت جزيء ثنائي الذرة لأنه يحوي ذرتين، أما الماء H_2 وثنائي أكسيد الكربون CO_2 فهي جزيئات ثلاثية الذرة لأن كل منها يحوي ثلاث ذرات. ويعد الحمض النووي DNA جزيئاً أكبر لأنه يحوي ملايين الذرات.



جزيء ماء

الهيدروجين

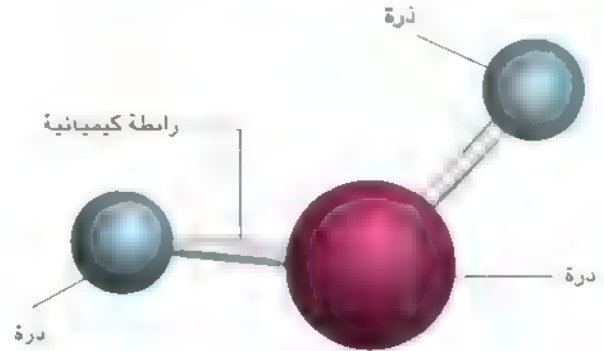
الهيدروجين hydrogen هو أبسط العناصر، وهو العنصر الوحيد الذي لا يحوي نيوترونات. ويتألف الهيدروجين من بروتون واحد وإلكترون واحد، مما يجعله أخف العناصر.



نموذج ثلاثي الأبعاد لروابط الهيدروجين في الماء

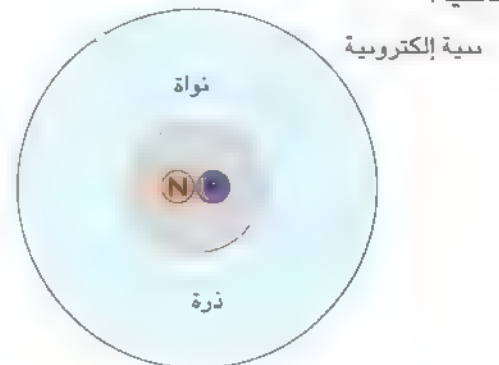
العدد الذري والعدد الكتلي

العدد الذري atomic number هو عدد البروتونات الموجودة في الذرة. والعدد الكتلي mass number هو مجموع النيوترونات والبروتونات الموجودة في الذرة ويبقى عدد بروتونات عنصر ما ثابتاً، في حين يمكن لعدد الإلكترونات أن يتغير، لذا يمكن للعدد الكتلي أن يتغير أيضاً.



وحدة الكتلة الذرية

وحدة الكتلة الذرية atomic mass unit هي وحدة الكتلة المستخدمة في التعبير عن الكتل الذرية والجزيئية. وهي تقارب كتلة ذرة الهيدروجين التي تحوي بروتوناً واحداً وإلكترونات واحداً وتعرف أيضاً باسم دالتون أو وحدة الكتلة العالمية.



هل تعلم؟

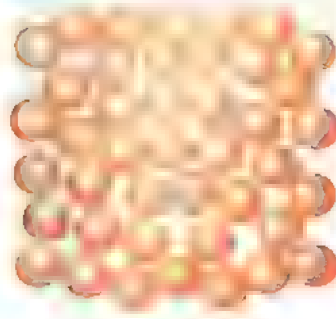
اشتقت كلمة الذرة atom من اليونانية القديمة، وتعني "غير قابل للتجزئة" indivisible.

حالات المادة

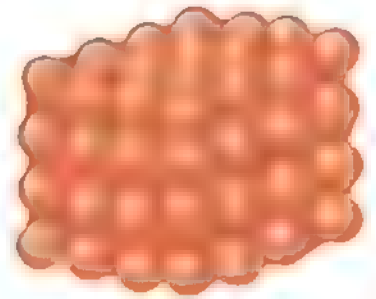
يمكن للمادة **matter** أن توجد في ثلاثة حالات: صلبة **solid**، أو سائلة **liquid**، أو غازية **gas**. والحالة الصلبة هي أكثف حالات المادة، تليها الحالة السائلة، أما الحالة الغازية فهي الأقل كثافة.



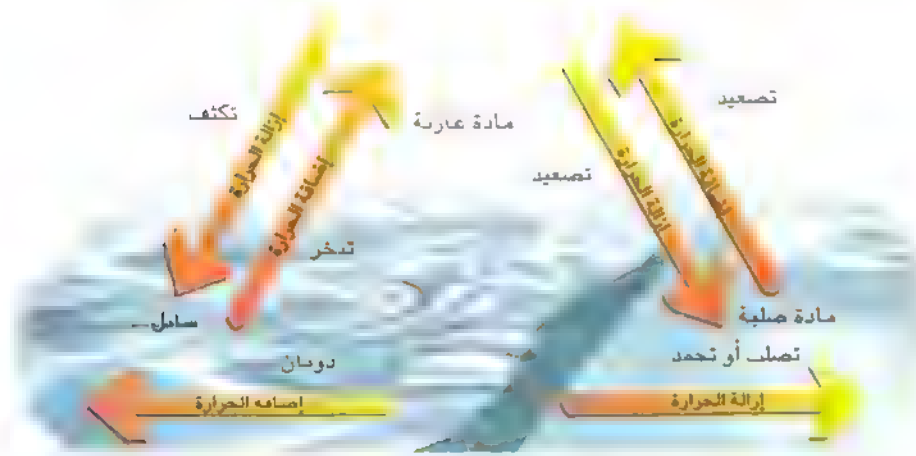
اصطفاف الجزيئات في مادة غازية.



اصطفاف الجزيئات في مادة سائلة.



اصطفاف الجزيئات في مادة صلبة.



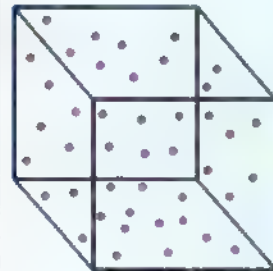
تتبدل حالات المادة بحسب درجات الحرارة والضغط

الحالات المتبدلة

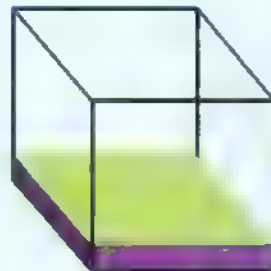
يمكن للمادة أن تتبدل من حالة إلى أخرى بحسب تبدل درجة الحرارة أو الضغط. فمثلاً حين نغلي الماء، وهو سائل، يتحول إلى حالته الغازية المعروفة بخار الماء.

الشكل والحجم

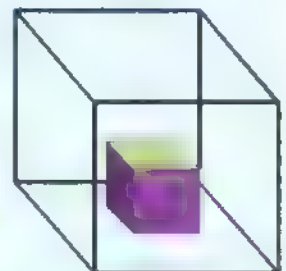
- المواد الصلبة لها شكل وحجم ثابتان.
- المواد السائلة لها حجم ثابت وشكل مختلف.
- المواد الغازية ليس لها حجم ثابت أو شكل ثابت.



غاز



سائل



صلب

شكل وحجم الجسم الصلب والسائل والغاز.

الحالة الصلبة

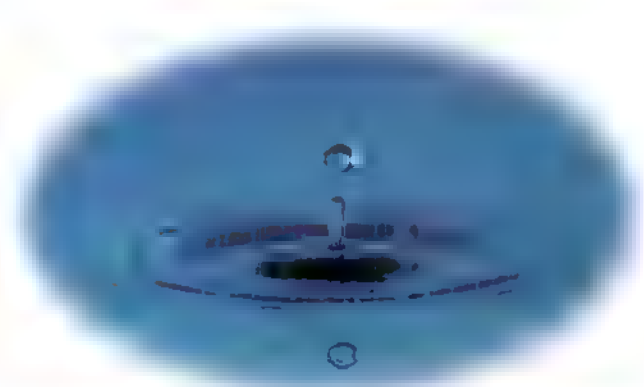
الحالة الصلبة هي حالة المادة حين يكون لها شكل وحجم ثابتين. وتصطف جميع جزيئات المادة الصلبة ضمن ترتيب منتظم، وتتماسك بإحكام بالقرب من بعضها بعضاً. ويمكن لهذه الجزيئات أن تهتز، ولكنها لا تستطيع التحرك بحرية. وتعد قطعة الصخر مثلاً على الحالة الصلبة.



قطعة من الصخر

الحالة السائلة

الحالة السائلة هي حالة المادة حين يكون لها حجم ثابت، ولكن شكلها غير ثابت ويمكن للمواد السائلة أن تغير من أشكالها بحسب شكل الوعاء الذي يحويها. ويمكن لجزيئات السائل أن تتحرك بحرية حيث لا يوجد ترتيب منتظم لها. ويعد الماء مثلاً على الحالة السائلة.



الحالات الثلاث للماء

الجليد هو الحالة الصلبة للماء



يوجد الماء عادةً على شكل سائل. وهو المادة الوحيدة التي يمكن أن تتحول إلى حالاتها الثلاث من دون أن يحدث تغيير في خواصها الكيميائية.

ويتجمد الماء في درجة صفر مئوية، ويتحول إلى حالته الصلبة التي تدعى بالجليد ice. ويتحول الماء إلى غاز أو بخار الماء water vapor حين يسخن. ومعظم الماء الموجود على سطح الأرض هو على شكل سائل أو جليد. كما يوجد الماء في الغلاف الجوي على شكل بخار الماء.

هل تعلم؟

تصبح درجة غليان الماء عند قمة جبل إيفرست 69 مئوية، ولكنها تكون 100 مئوية عند سطح البحر.

تحول الحالة

التكثف	من غاز إلى سائل	يبعد الغاز فتتحول حالته
التبخير	من سائل إلى غاز	يبدل ارتفاع درجة الحرارة من الحالة
التجمد	من سائل إلى صلب	يبعد السائل فتتحول حالته
الذوبان	من صلب إلى سائل	يبدل ارتفاع درجة الحرارة من الحالة
التصعيد	من صلب إلى غاز	تتحول الحالة مباشرة
تشكل الصقيع	من غاز إلى صلب	يتحول الغاز مباشرة إلى صلب

الحالة الغازية هي الحالة التي ليس لها حجم أو شكل ثابتين وتتحرك الجزيئات في المادة الغازية بسرعة، وتوجد بينها فراغات واسعة، وليس لها نظام معين. ويعد الهيدروجين مثلاً على الحالة الغازية.



يمثل اللون الأخضر غار الهيدروجين في احد التحوم

نقطتا الغليان والتجمد

تتمدد معظم السوائل حين يتم تسخينها، وتقلص بالبرودة. وحين يُسخن السائل حتى درجة غليانه boiling point فإنه يتحول إلى شكله الغازي، وحين يبرد السائل حتى درجة التجمد freezing point فإنه يصبح صلباً.

المواد

يصنع كل شيء في العالم من مواد أولية **materials**، فنحن نستخدم المواد الأولية لصنع كل ما نحتاجه من الجسور إلى الطائرات إلى أعواد الأسنان. وتنتج جميع المواد الأولية من مواد خام **raw materials** نستخلصها من النباتات والحيوانات، أو نحصل عليها من الأرض فمثلاً الفلزات مواد خام يتم استخراجها من الأرض لتصنع منها المعادن، ثم تستخدم هذه المعادن كمواد أولية لصنع مختلف المنتجات من الطائرات إلى شوكات الطعام.

صنع المواد الأولية

تنتج جميع المواد الأولية من مواد خام؛ فالقطن cotton مادة خام تنتج عن نبات القطن. يحول القطن إلى خيوط، وينسج ليصبح أقمشة، ثم يقص القماش، ويُخاط ليصبح أنواعاً مختلفة من الملابس التي تدعى المادة النهائية أو المنتج.



نساج ينسج أقمشة
على النول



تغير المواد الأولية

يمكن تغيير المواد الأولية بتسخينها أو تبريدها. ولكن بعض المواد تبقى على حالها حتى بعد التسخين والتبريد. فمثلاً إذا برّدنا كأساً من العصير فإنها تتجمد، وتتحول إلى بوظة بنكهة الفاكهة. وعندما نسخن هذه البوظة فإنها تعود لتصبح عصيراً من جديد.

وهناك مواد تتحول إلى مواد أخرى مختلفة حين تسخن. فمثلاً إذا سخّنا قطعة من الورق إلى درجة الاشتعال فإنها تتحول إلى رماد، ولكن الرماد لا يمكن أن يعود ليصبح ورقاً من جديد.

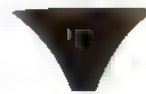


المواد والضوء

يمكن للمواد أن تكون شفافة (transparent)، أو شفافة (نصف شفافة) (translucent) أو كتيمة (opaque). وتسمح المواد الشفافة بمرور الضوء عبرها. وتسمح المواد الشفافة بمرور بعض الضوء عبرها. أما المواد الكتيمة فلا تسمح بمرور الضوء عبرها.



شفاف



شفا



كتيم

خواص المواد

خواص المواد هي التي تحدد كل ما يتعلق بها من قساوتها إلى ناقليتها للكهرباء. ويمكن تقسيم خواص المواد إلى عدة فئات كالخواص الميكانيكية والحرارية والكيميائية والكهربائية والكثير سواها.

الخواص الميكانيكية

تخبرنا الخواص الميكانيكية mechanical properties عن قساوة وقوة وصلابة وكثافة المادة. وتعني قساوة hardness المادة مقاومتها للتشوه أو الانحناء حين تطبق عليها قوة. والمواد الصلبة stiff materials تحتاج إلى إجهاد stress أكبر لكي ينتج عنها توتر strain صغير. والكثافة density هي كتلة المادة قياساً إلى حجمها. وتصنع الطائرات من مواد ذات كثافة منخفضة وقوة عالية.



الخواص الكهربائية

تحدد الخواص الكهربائية electrical properties لمادة سهولة انتقال التيار الكهربائي عبرها. فالمواد التي تنقل التيار الكهربائي بسهولة كالألومنيوم والنحاس والحديد تدعى بالمواد الناقلة الجيدة أو النواقل conductors. والمواد التي لا تسمح للتيار الكهربائي أن ينتقل عبرها بسهولة كاللدائن والمطاط والزجاج والهواء تدعى مواداً عازلة أو عوازل insulators.



خط كهرباء ذو توتر عال

هل تعلم؟

علب القصدير الحديثة (علب الشراب) لا تحوي على القصدير، بل تصنع بدلاً من ذلك من الفولاذ، وهو سبيكة تعتمد على الحديد والكربون.

المحاليل والمزيجات

تصنع المحاليل **solutions** والمزيجات **mixtures** من مادتين أو أكثر. وتحتوي جميع المحاليل والمزيجات على مواد بنسب مختلفة. ومعظم المواد الطبيعية هي عبارة عن المزيجات وفي المحلول تُحل مادة أو أكثر في مادة أخرى. ومن أكثر المحاليل الشائعة هي تلك التي تحتوي مواداً صلبة أو غازية منحلة في السوائل.

المزيجات

تتشكل الخلائط بمزج مادتين أو أكثر ببعضهما ضمن نسب غير محددة ومن دون أن يحصل أي تغيير كيميائي في هذه المواد



المذاب والمذيب

المذاب **solute** والمذيب (أو **solvent**) المنحل والحال) يشكلان معاً المحلول. المذاب هو المادة التي تنحل في المحلول. والمذيب هو المادة التي تُحلّ المذاب في المحلول. ويعد الماء من أكثر المذيبات المعروفة؛ فحين تسكب ملعقة من السكر في كأس من الماء فإن بلورات السكر الصلبة تنحل في الماء لتشكل محلولاً.



المزيجات المتجانسة والمتغايرة

المزيجات المتجانسة	المزيجات المتغايرة
للمزيجات المتجانسة شكل وتركيب واحد	تضم المزيجات المتغايرة عناصر مختلفة.
تمزج المواد في المزيجات المتجانسة بالتعادل.	تمزج المواد في المزيجات المتغايرة بدون تساوي وفي أي حالة سواء كانت غازية أو سائلة أو صلبة.
جسيمات المزيجات المتجانسة شديدة الصغر، ولا يمكن فصلها.	يمكن رؤية جسيمات المزيجات المتغايرة

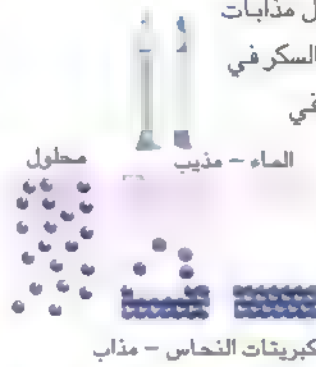
الغروانيات

الغرواني colloid هو محلول متجانس يحوي جسيمات متوسطة الحجم أو جزيئات كبيرة، حيث يبلغ حجم الجسيم 1-100 نانومتر. ويمكن رؤية جسيمات الغرواني بواسطة شعاع ضوئي ومن أمثلة الغروانيات الحليب، والضباب، والهلام.



المذاب في المذيب

لا يمكن حل جميع المذابات في مذيب ما، كذلك فإن المذيبات المختلفة تحل مذابات مختلفة فمثلاً لا يمكن إذابة الماء أو السكر في جميع المذيبات كذلك ينحل الملح في الماء، لكنه لا يستطيع الانحلال في الكحول الصافي أو النفط أما السكر فيمكنه الانحلال في كل تلك المذيبات من ماء وكحول وبنفس



قابلية الذوبان

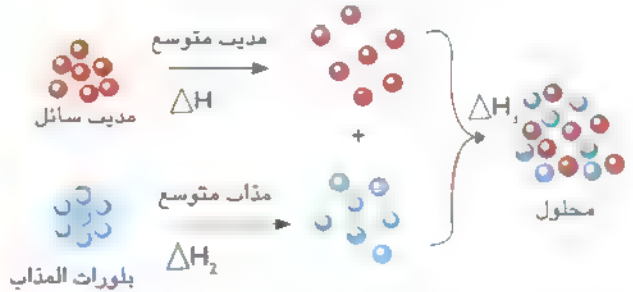
قابلية ذوبان solubility مذاب ما هي كتلة المذاب التي يمكن أن تنحل في ليتر واحد من المذيب. وتزداد قابلية ذوبان معظم المواد الصلبة مع ارتفاع درجة الحرارة، والمحلول المشبع saturated solution هو المحلول الذي يحوي على أكبر كمية ممكنة من المذاب.

تشكل المحلول

تحوي المواد الصلبة جسيمات محكمة التراص ذات قوة جذب عالية فيما بينها. أما جسيمات السوائل فهي في حالة حركة دائمة. حين تنحل مادة صلبة في سائل تصدم جسيمات السائل سطح المادة الصلبة، فإذا انجذبت جسيمات المادة الصلبة إلى جسيمات السائل أكثر من انجذابها إلى بعضها يتشكل المحلول. ومع انحلال المادة الصلبة تحيط جسيمات المذيب بجسيمات المذاب.

المعلقات

المعلقات (أو المستعلقات) suspensions هي مزيجات متغايرة تحوي جسيمات كبيرة يصل حجمها إلى 100 نانومتر أو أكثر يمكن رؤية جسيمات المعلقات بسهولة، وهي تستقر حين يكون المحلول ساكناً. ومن أمثلة المعلقات: الرمل الناعم، أو الطمي المحلول في الماء، وكذلك عصير الطماطم



هل تعلم؟

يبقى المحلول شفافاً حتى عندما تضاف إليه الملونات.

المحلول المرقق والمحلول المركز

حين تكون كمية المذيب أكبر من كمية المذاب يتشكل لدينا محلول مرقق (أو ممدد) dilute solution، وحين تكون كمية المذاب أكبر من كمية المحلول يتشكل لدينا محلول مركز concentrated solution.



الحالة الصلبة

الحالة الصلبة **solid state** هي إحدى ثلاث حالات من المادة. وتختلف خواص المواد الصلبة عن بعضها بعضاً من حيث الكثافة **density**، والقساوة **hardness**، وقابلية التطريق **malleability**، والليونة **ductility**، والمرونة **elasticity**، والهشاشة **brittleness**، وقوة الشد **tensile strength**.

خواص المواد الصلبة

- للمواد الصلبة شكل وحجم ثابتان.
- لا يمكن ضغط المواد الصلبة.
- تنتظم جسيمات المواد الصلبة ضمن ترتيب ثابت.
- تتمتع مكونات المواد الصلبة بمواقع ثابتة بالنسبة إلى بعضها بعضاً
- يمكن لمكونات المواد الصلبة أن تهتز، ولكنها لا تستطيع التحرك بسهولة.

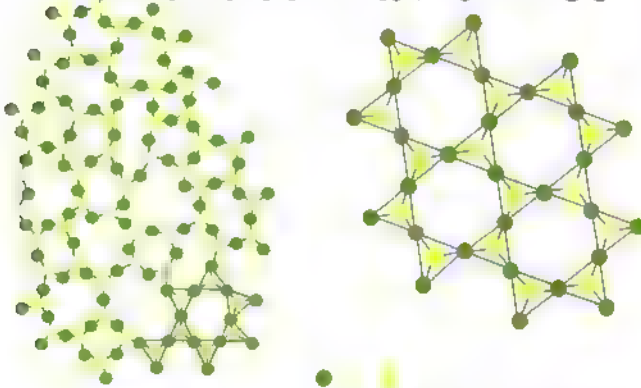


هل تعلم؟

فيزياء الحالة الصلبة solid-state physics هي أحد فروع الفيزياء التي تدرس الخواص الفيزيائية للمواد الصلبة كالمغناطيسية والتعدين والقوة الميكانيكية وناقلية الحرارة والكهرباء.

المواد الصلبة البلورية

- تأتي المواد الصلبة البلورية في ستة أشكال مختلفة؛ فهي إما أن تكون مكعبة cubic، أو رباعية الشكل tetragonal، أو سداسية الشكل hexagonal، أو معينية الشكل rhombic، أو أحادية الانحراف monoclinic، أو ثلاثية الانحراف triclinic.
- وللمواد الصلبة البلورية نقاط غليان ثابتة.
- تدعى دراسة البلورات والأشكال البلورية بالبلوريات.
- ومن أمثلة المواد البلورية: السكر، والبوظة، والسكاكر.



استخدامات المواد الصلبة

تستخدم المواد الصلبة في صناعة العديد من المواد المفيدة كالكراسي والسيارات والطاولات والكتب والمعادن والسلالم.



تصنع معظم الأشياء المحيطة بنا من المواد الصلبة

تعددية الأشكال

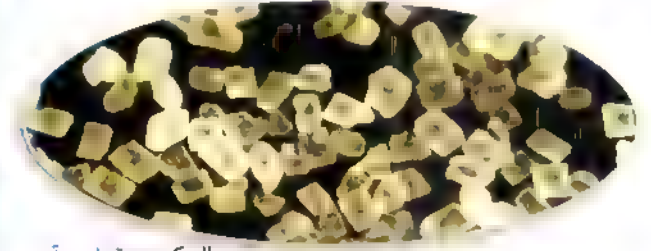
يقصد بتعددية الأشكال polymorphism قدرة المادة الصلبة على الوجود بأكثر من شكل بلوري واحد. فيمكن مثلاً للماء المتجمد أن يكون على شكل مكعب، أو سداسي، أو أشكال أخرى كثيرة.



مكعب حليدي

أنواع المواد الصلبة

- توجد البنى الصلبة البلورية crystalline solid structures في جميع المعادن والكثير من الفلزات. وتنظم الذرات أو الجزيئات المشكلة لها ضمن ترتيب هندسي ثابت.



السكر مادة بلورية

- توجد البنى الصلبة اللا بلورية non-crystalline solid structures في الزجاج واللدائن والهلام. في هذا النوع من المواد الصلبة لا تنظم الذرات والجزيئات ضمن تشكيلات ثابتة ونهائية.



اللدائن مواد صلبة غير بلورية



- توجد البنى الصلبة شبه البلورية quasi-crystalline solid structures في السبائك المعدنية التي تضم الألومنيوم مع الحديد أو الكوبالت أو النيكل. وتنظم الذرات في المواد الصلبة شبه البلورية بطريقة شبه دورية.

تغير الحالة

يمكن أن تتغير حالة المادة بتعريضها لقوة أو طاقة، بحيث يتغير الجسم الصلب إلى شكل سائل أو غازي. ويمكن مثلاً للحرارة أن تغير الجليد الصلب إلى ماء سائل. وإذا سخّن الماء فإنه يتحول إلى حالته البخارية أو الغازية.

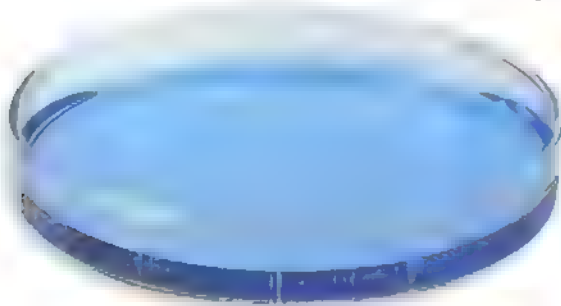


الحالة السائلة

الحالة السائلة **liquid state** هي حالة المادة حين تأخذ شكل الوعاء الذي توضع فيه. ومن الصعب ضغط السوائل. ويعد الماء والحليب والعصير أمثلة على السوائل.

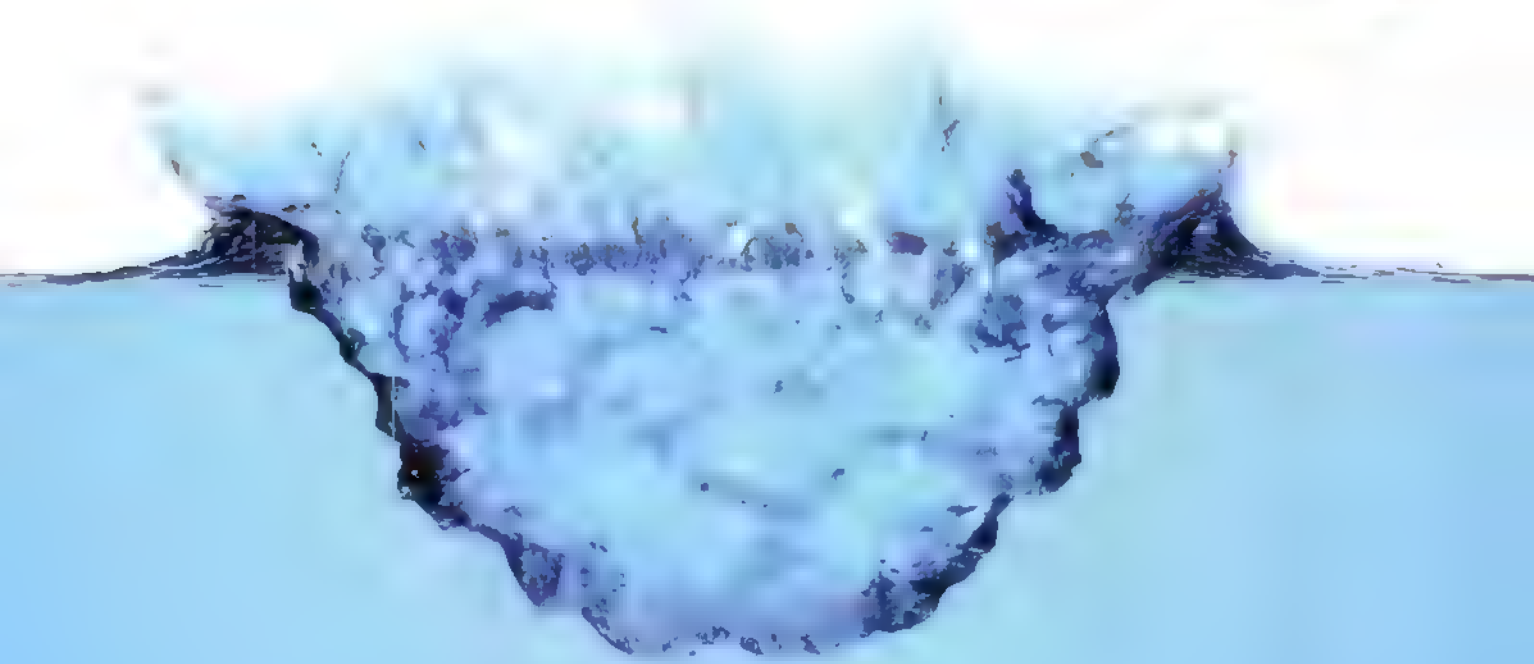
خواص السوائل

- للسوائل حجم ثابت، ولكن أشكالها غير ثابتة.
- يمكن للجسيمات في السوائل أن تتحرك حول بعضها بعضاً بحرية، وليس لها ترتيب معين.
- الجزيئات في السوائل أقرب إلى بعضها بعضاً مما هي في الغازات، ولكنها ليست بالقرب بنفسه الذي هي عليه في المواد الصلبة.



فئات السوائل

- السوائل النقية **pure liquids**: ومنها الماء.
- السوائل الممتزجة **liquid mixtures**: وتضم الدم، والمشروبات، وماء البحر الذي يحوي على الكثير من الأملاح الذائبة فيه.



تغير حالة السائل

تغير معظم السوائل من حالتها حين تُسخَّن أو تَبْرَد؛ حيث تسبب الحرارة تمدد السائل، وتسبب البرودة تقلصه. وحين يسخن السائل حتى نقطة غليانه فإنه يتحول إلى حالته الغازية. أما إذا برد السائل حتى نقطة تجمده فإنه يتحول إلى حالته الصلبة.

تسخين سائل



التوتر السطحي

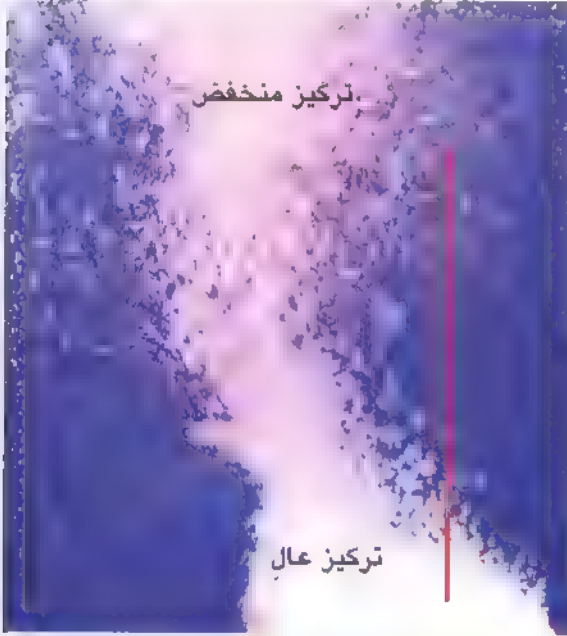
التوتر السطحي surface tension هو خاصية الجذب لسطح السائل التي تسبب بوجود جاذبية بين أجزاء من سطح السائل بسطح آخر. ويُقاس التوتر السطحي عموماً بالداين/سم² أو النيوتن/م². ويحدد التوتر السطحي للماء بقوة 72 داين/سم² حين تكون درجة حرارة الماء 25 مئوية؛ مما يعني أن الماء يتحمل قوة 72 داين/سم² لاختراق غشائه السطحي بمقدار سنتيمتر واحد.

التوتر السطحي



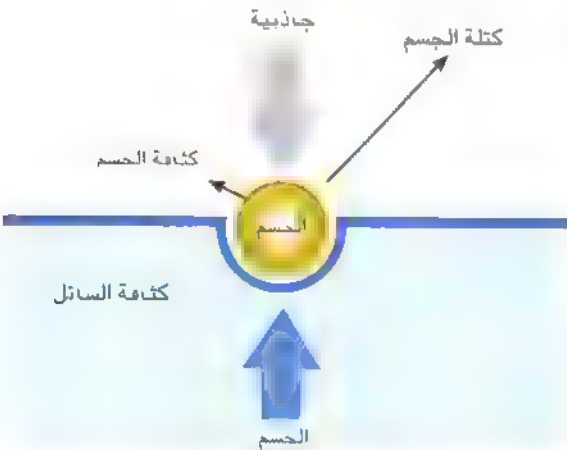
الانتشار

تتمتع السوائل بخاصية تدعى الانتشار diffusion. والانتشار هو حركة جزيئات السائل من مناطق عالية التركيز إلى مناطق منخفضة التركيز. وأثناء الانتشار تتعرض جزيئات السائل لتحرك عشوائي. وحين تتساوى جزيئات السائل في مختلف المناطق تتحقق حالة من التوازن equilibrium. ويساعد الانتشار على صنع مزيج من سائلين.



الطفولية

الطفولية buoyancy هي أحد أهم خواص السوائل. وتبدي السوائل قدرة طفوية على الأشياء التي توضع فيها. وتعاذل الطفولية كمية السائل الذي يطرح خارجاً حين يوضع شيء ما في السائل.



هل تعلم؟

تبقى جزيئات السائل ثابتة في مكانها بواسطة قوى ماسكة ضعيفة موجودة بين الجزيئات.

الغازات

الغاز gas هو حالة المادة حين لا يكون لها أية بنية. وبعض الغازات عديمة اللون وعديمة الرائحة، ولكن بعضها يتميز بلون ورائحة معينين. يمكن التعرف على الغازات من خلال نشاطها الكيميائي ووزنها وقدرتها على امتصاص الحرارة وخواص أخرى.

الغازات الشائعة

- الأكسجين والنيتروجين غازان عديم اللون والرائحة.
- بخار الماء غاز عديم اللون والرائحة.
- يتميز غاز ثنائي أكسيد الآزوت بلونه البني.
- لحمض الكبريت رائحة تشبه رائحة البيض الفاسد.
- الأوزون غاز نادر يوجد في الغلاف الجوي للأرض.

خواص الغازات

- لا يوجد للغازات شكل أو حجم معينان.
- الجسيمات في المادة الغازية ليس لها ترتيب معين.
- الجسيمات الغازية ضعيفة التراص.
- تتحرك الجسيمات الغازية بشكل عشوائي وسريع في مختلف الاتجاهات وتترك فراغات كبيرة فيما بينها.



تغير حالة الغاز

يتحول الغاز إلى سائل عند تبريده حتى درجة حرارة وصولاً إلى نقطة غليان العنصر الذي يتشكل منه الغاز، حيث تتقارب جسيماته إلى بعضها بعضاً مشكلةً سائلاً. وإذا زاد ضغط الغاز فإنه سيحتاج إلى درجة حرارة أعلى لكي يتحول إلى سائل.

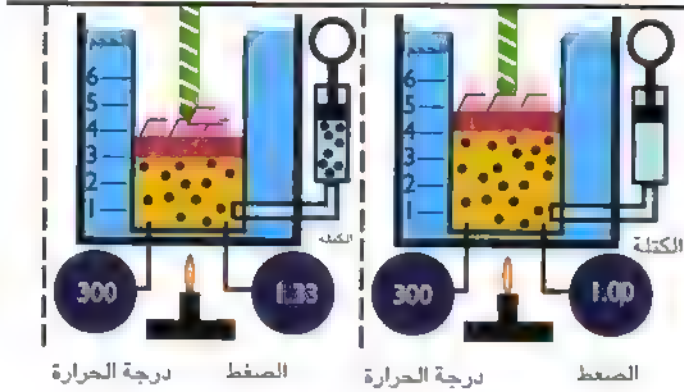
النظرية الحركية

تفسر النظرية الحركية kinetic theory سلوك الغاز. فيحسب النظرية الحركية فإن المادة تتألف من ذرات أو جزيئات تتحرك باستمرار. وتفسر النظرية الحركية مختلف خواص الغازات، كالضغط ودرجة الحرارة والحجم اعتماداً على تركيب وحركة جزيئاتها. وتفترض النظرية أن الجزيئات شديدة الصغر بالنسبة إلى المسافات فيما بينها، وهي في تحرك دائم وعشوائي، وكثيراً ما تصطدم ببعضها وبجدار الوعاء الذي يحويها. وعندما تصطدم جزيئات الغاز بجدران الوعاء فإنها تبذل قوةً على هذه الجدران يمكن قياسها. وحين نقسم هذه القوة على مجموع المساحة فإننا نحصل على ضغط الغاز. ويعتمد معدل الطاقة الحركية لجسيمات الغاز على درجة الحرارة التي يوجد فيها الغاز.

قانون بويل

يقول قانون بويل Boyle's Law: إن ضغط الغاز يزداد عندما يقل حجم الغاز. وبحسب قانون بويل تبقى نتائج ضغط الغاز وحجمه ثابتة إذا لم يحدث تغير في درجة الحرارة أو كمية جسيمات الغاز الموجودة في الوعاء.

قانون بويل

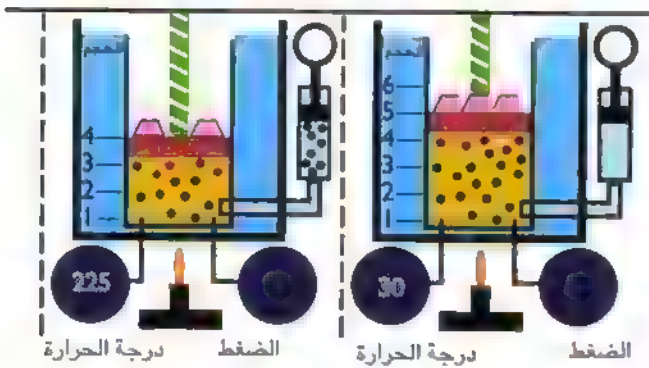


في كتلة معينة ودرجة حرارة ثابتة فإن الضغط مضروباً بالحجم يعطي ثابتاً، أو ثابت $PV = \text{ثابت}$

قانون شارل

يقول قانون شارل Charles' Law أن الغاز يتمدد بالنسبة نفسها من حجمه كلما تعرض لارتفاع بدرجة حرارة واحدة. وبحسب هذا القانون تبقى النسبة بين حجم الغاز ودرجة حرارته ثابتة إذا لم يتغير الضغط أي: $\frac{V}{T} = \text{ثابت}$.

قانون شارل

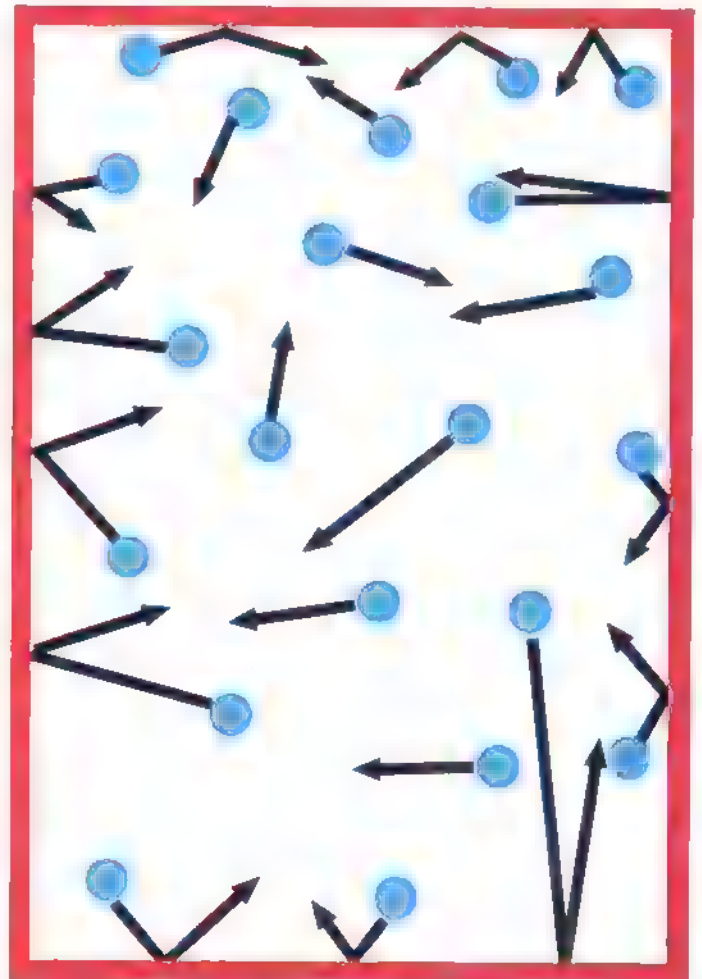


قانون أفوكادرو

يقول قانون أفوكادرو Avogadro's Law إن أحجام الغازات المتساوية تحوي على العدد نفسه من الجسيمات إذا تساوى الضغط ودرجة الحرارة فيما بينها. وقد اكتشف أن حجم 22.4 ليتر من الغاز في درجة حرارة الصفر المئوية وضمن الضغط الجوي المعتاد: تحوي 6.02×10^{23} جسيم.

هل تعلم؟

الغاز الطبيعي هو أحد مصادر الطاقة الصديقة للبيئة، ويستخرج من تحت سطح الأرض.



حركة جزيئات الغاز داخل وعاء مغلق.

الاحتراق

الاحتراق **combustion** هو عملية اشتعال أو أكسدة سريعة تصحبها الحرارة والضوء عادةً. يحدث التفاعل الكيميائي للاحتراق بين الوقود **fuel** والأكسجين. ويستخدم الاحتراق في تشغيل الكثير من الآلات كمحركات الاحتراق الداخلي **internal combustion engines**.

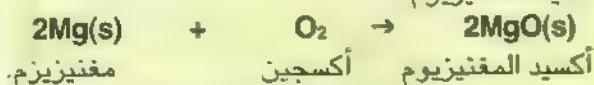


عملية الاحتراق

- الأنواع الثلاثة من الاحتراق هي الحراري **thermal**، والهدروديناميكي **hydrodynamic** والكيميائي **chemical**.
- يمزج في البدء الوقود والمادة المؤكسدة **oxidant**، ويمكن أن يكون الوقود صلباً أو سائلاً أو غازاً. ويمكن أن توجد محفزات **catalysts** أحياناً لتسريع الاحتراق.
- ثم يشعل المزيج بمصدر حراري.
- بعد الإشعال يتفاعل كل من الوقود والمادة المؤكسدة، ويطلقان حرارة.
- من المنتجات الثانوية لعملية الاحتراق: الحرارة، والضوء، والغازات، والملوثات، والعمل الميكانيكي.

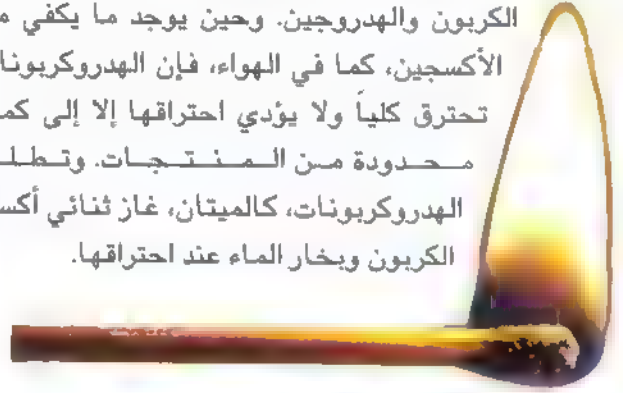
هل تعلم؟

يؤدي الاحتراق إلى تغير في الكتلة، فلو أحرقنا مثلاً 3 غرام من المغنيزيوم سنحصل على كتلة 5 غرامات من أكسيد المغنيزيوم

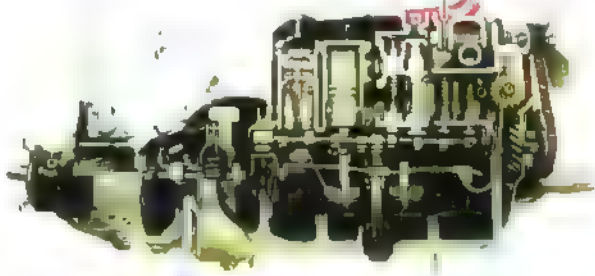


نماذج الاحتراق

الاحتراق الكامل complete combustion: يحدث الاحتراق الكامل غالباً في المواد الهيدروكربونية، أي التي تتألف من الكربون والهيدروجين. وحين يوجد ما يكفي من الأكسجين، كما في الهواء، فإن الهيدروكربونات تحترق كلياً ولا يؤدي احتراقها إلا إلى كمية محدودة من المنتجات. وتطلق الهيدروكربونات، كالميثان، غاز ثنائي أكسيد الكربون وبخار الماء عند احتراقها.



الاحتراق المضطرب أو الهائج turbulent combustion: الاحتراق المضطرب هو أحد أنواع الاحتراق الذي تصحبه دفعات هائجة. ويستخدم الاحتراق المضطرب بشكل رئيس في التطبيقات الصناعية، كما في العنفات التي تعمل على الغاز، والمحركات التي تعمل على البنزين؛ حيث يساعد الاضطراب في عملية مزج الوقود بالموكسيد.



محرك احتراق صناعي

الاحتراق الدخاني smoldering: الاحتراق الدخاني هو أحد أشكال الاحتراق العديمة اللهب. ويحصل تفاعل الاحتراق على حرارته من تفاعلات مختلفة تحدث على سطح الوقود الصلب حين يسخن في بيئة مؤكسدة.



حدوات حترق دخاني

الاحتراق غير الكامل incomplete combustion: يحدث الاحتراق غير الكامل عندما تكون كمية الأكسجين محدودة. ويصدر عن الاحتراق غير الكامل كميات كبيرة من المنتجات الثانوية؛ كغاز أول أكسيد الكربون السام والسُخام. وفي حالة احتراق الوقود في السيارات فإن هذه المنتجات الثانوية يمكن أن تكون ضارة بالصحة وبالبيئة.

الاحتراق السريع rapid combustion: الاحتراق السريع هو أحد أنواع الاحتراق الذي تصدر عنه كميات كبيرة من الطاقة الحرارية والضوئية، مما يؤدي إلى اشتعال الحرائق. ويستخدم مبدأ الاحتراق السريع في محركات الاحتراق الداخلي. ويصاحب الاحتراق السريع دوي عالٍ وانفجار.

الاحتراق البطيء slow combustion: الاحتراق البطيء هو أحد أنواع الاحتراق الذي يحدث في درجات حرارة منخفضة.

الانفجار

حين يتسارع تفاعل الاحتراق إما بسبب ارتفاع درجة الحرارة أو بسلسلة متتالية من التفاعلات يحدث الانفجار explosion نتيجة لهذا التسارع، وتصل سرعة اللهب إلى درجة فوق صوتية، ويؤدي ارتفاع درجة الحرارة إلى اشتعال ذاتي للوقود.



الهواء

الهواء **air** هو الطبقة الرقيقة من الغازات التي تحيط بالأرض. ويساعد الهواء على بقاء واستمرار الحياة بكل أشكالها على الأرض، كما يحمي الأرض من أشعة الشمس الضارة، ويحافظ على دفئها.

مم يتألف الهواء؟

- يشكل النيتروجين 78% من الهواء.
- يشكل الأكسجين 21% من الهواء
- تشكل باقي الغازات 1% من الهواء، بحيث يشكل الأرغون 0.9%، ويشكل كل من ثنائي أكسيد الكربون وبخار الماء وقطرات الماء وجسيمات الغبار وأثار ضئيلة من الغازات الأخرى 0.03% من الهواء.

نظرة سريعة إلى الغلاف الجوي

- يصبح الهواء أكثر رقة كلما ابتعدنا عن سطح الأرض.
- يجد معظم الناس صعوبة في التنفس إذا ارتفعوا إلى أكثر من 3 كم فوق سطح البحر.
- تبلغ كثافة الغلاف الجوي 480 كم.

الغازات الرئيسية في الهواء

النيتروجين nitrogen: يوجد النيتروجين أو الآزوت في الكثير من المركبات الصناعية المهمة كالأمونيا (أو النشادر) ammonia وحمض الآزوت nitric acid والنترات العضوية organic nitrates (كمولدات الطاقة الدافعة والمتفجرات) وغازات السيانيد cyanides. ويمكن إنتاج الآزوت بواسطة التقطير المجزأ fractional distillation للهواء السائل، أو بطرائق ميكانيكية باستخدام الهواء في حالته الغازية. يستخدم النيتروجين للحفاظ على طراوة الأطعمة المعلبة وغير المعلبة، وفي ملء عجلات السيارات والطائرات، وفي مصابيح الضوء الوهاج كبديل رخيص لغاز الأرغون.

الأكسجين oxygen: يستخلص سنوياً 100 مليون طن من الأكسجين من الهواء لاستخدامه في أغراض صناعية. ومن أكثر طرائق استخلاصه الطريقة المعروفة بالتقطير المجزأ.

وللأكسجين استخدامات كثيرة، فأكثر من 50% من الأكسجين المنتج صناعياً يستخدم لصهر فلز الحديد وتحويله إلى فولاذ. كما يستخدم في الطب لمعالجة التهابات الرئة واضطرابات القلب، وأي مرض يعيق قدرة الجسم على استخدام الأكسجين. ويستخدم أيضاً لكونه غاز تنفس منخفض الضغط في الفضاء، وتحت الماء، وفي المرتفعات الشاهقة.

الأرغون argon: ينتج الأرغون صناعياً بالتقطير الجزئي للهواء السائل. كما يمكن أن يكون الأرغون منتجاً ثانوياً للأكسجين السائل والنيتروجين السائل، لذا فهو قليل التكلفة. ويستخدم الأرغون في مصابيح الضوء الوهاج، وفي الجراحات الباردة cryosurgery لإتلاف الخلايا السرطانية، وفي العزل الحراري في النوافذ الموفرة للطاقة.

ثنائي أكسيد الكربون carbon dioxide: يتفاوت تركيز ثنائي أكسيد الكربون في الهواء مع تغير الفصول. ويهبط مستوى ثنائي أكسيد الكربون في الربيع والصيف في النصف الشمالي من الكرة الأرضية، ويرتفع أثناء الخريف والشتاء حين تسبب النباتات أو تموت أو تتحلل. ويستخدم ثنائي أكسيد الكربون في الصناعات الغذائية والصناعات البترولية والصناعات الكيماوية. كما يستخدم، بسبب قلة تكلفته، في المشروبات الخفيفة المكرينة والمياه الغازية التي تحتاج إلى غاز مضغوط.

ظاهرة أثر الدفيئة

أثر الدفيئة greenhouse effect عملية تقوم بها الغازات الموجودة في الغلاف الجوي بحبس حرارة الشمس لتبقي على دفء الأرض. ومن بعض هذه الغازات: ثنائي أكسيد الكربون، والميثان methane، والأوزون ozone التي تعمل كزجاج الدفيئة الحابس للحرارة. وتسمح هذه الغازات للطاقة الشمسية بالمرور عبرها، ولكنها تمنع بعض الحرارة من مغادرة الغلاف الجوي للأرض.

هل تعلم؟

تشكل الأمطار الحمضية acid rains حين ينضم ثنائي أكسيد الكبريت وأكسيدات النيتروجين إلى بخار الماء في الغلاف الجوي.

الغلاف الخارجي

الغلاف الحراري

الغلاف المتوسط

الغلاف السفلي

800 KM

690 KM



مكوك فضائي

سحب

80 KM

سحب

100 KM

سحب

15 KM

سحب



جبل إفرست

الماء

الماء water هو أحد أهم المكونات لكافة أشكال الحياة على الأرض. وتحتاج جميع النباتات والحيوانات والبشر للماء لكي تستمر في البقاء. ويوجد الماء في كل مكان تقريباً على الأرض، ويغطي قرابة 71% من سطح الأرض.

أشكال الماء

- المياه الجوفية groundwater: هي مياه مختزنة ضمن خزانات طبيعية في باطن الأرض
- المياه السطحية surface water: هي ما يظهر على سطح الأرض من محيطات وجداول وأنهار وبحيرات وخزانات من صنع الإنسان.
- يحتبس قسم كبير من الماء على شكل جليد ice في الأنهار الجليدية والقمم الجليدية القطبية.
- يوجد الماء أيضاً في الغلاف الجوي على شكل بخار الماء water vapor.



دورة الماء

يستمر الماء على الأرض بالتحويل إلى أشكاله الثلاثة الصلبة والسائلة والغازية وتعرف حركة الماء المستمرة على سطح الأرض وفي الغلاف الجوي وفي جوف الأرض بدورة الماء water cycle. وتساعد دورة الماء على تدوير الماء بشكل طبيعي بمساعدة حرارة الشمس.



مراحل دورة الماء

● التبخر evaporation:

تسخن الحرارة والطاقة القادمتان من الشمس ماء المحيطات والبحيرات والأنهار. ويتحول الماء الدافئ من حالته السائلة إلى حالته الغازية التي تدعى بخار الماء. وحيث أن بخار الماء أخف وزناً من الهواء الجاف فإنه يرتفع في الغلاف الجوي، وتعرف هذه العملية بالتبخر.

● التكثف condensation: حين يصعد بخار الماء إلى

الغلاف الجوي؛ فإنه يصطدم بالهواء البارد؛ فيعود إلى حالته السائلة؛ متخذاً شكل قطرات ماء صغيرة معلقة في الهواء تدعى الغيوم. ويدعى ذلك بالتكثف.

● الهطول precipitation: حين يتكثف الكثير من بخار الماء إلى قطرات تصبح الغيوم ثقيلة بحيث لا يعود بإمكان الهواء أن يحملها، ونتيجة لذلك تسقط هذه القطرات من السماء، ويدعى ذلك بالهطول. ويحدث الهطول على الأرض على شكل مطر أو ثلج أو بَرَد أو مطر متجمد.

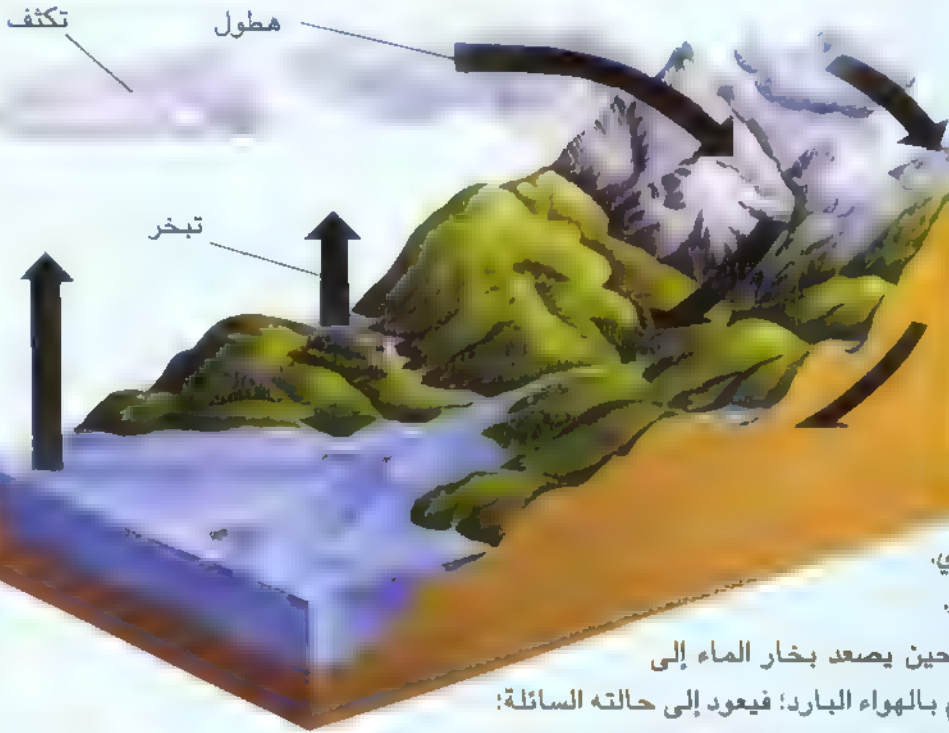
● التجميع collection: حين يعود الماء إلى الأرض فإنه يسقط على المحيطات والبحيرات والأنهار والأرض. وحين تهطل الأمطار على الأرض فإنها تنفذ فيها، وتصبح مياهاً جوفية.

الماء الصالح للاستخدام

يقصد بالماء الصالح للاستخدام usable water الذي نستخدمه يومياً لمختلف الأغراض كالشرب والغسيل والاستحمام والطهي وسقاية النباتات والمحاصيل الزراعية. وتخزن المحيطات ما يقارب 97% من الماء الموجود على الأرض، وهو ماء مالح وغير صالح للاستخدام. لذا لا يبق على الأرض إلا 3% من الماء العذب الذي يمكن استخدامه. إلا أن معظم هذا الماء العذب محتجز في الأنهار والأغطية الجليدية، مما يجعله غير صالح للاستخدام، وبالتالي لا يبق من الماء الصالح لاستخدام البشر إلا 1%. وتتوزع هذه الكمية الماء الصالح للاستخدام بين المياه الجوفية والبحيرات والأنهار. يستخدم الأميركيون كميات كبيرة من الماء كل يوم؛ إذ إن متوسط ما تستخدمه العائلة الأميركية يصل إلى 400 غالون من الماء يومياً.

هل تعلم؟

إن وفرة الماء على سطح الأرض أعطت كوكبنا اسم "الكوكب الأزرق" the blue planet.



التفاعلات الكيميائية

التفاعل الكيميائي **chemical reaction** هو فعل تقوم به المواد التي يطرأ عليها تغيير كيميائي. ويشمل التفاعل الكيميائي تغيرات في نواة الذرة. وتحدث التفاعلات الكيميائية بسبب تشكيل نمط إلكتروني **electron configuration** في ذرات العناصر المشاركة.

تفاعلات معروفة

- الاحتراق.
- التلف.
- التخمر.
- هضم الطعام.
- تآكل الفولاذ.
- تلطيخ الفضة.
- تقسية الإسمنت.
- تبيض الصور الفوتوغرافية.
- صناعة النايلون.
- انطلاق الغاز عند مزج الخل مع الصودا.

خواص التفاعلات الكيميائية

- تصنع التفاعلات الكيميائية روابط كيميائية **chemical bonds** بين الذرات.
- يشكل التفاعل الكيميائي مركباً كيميائياً **chemical compound**.
- تدعى المادة أو العنصر المشارك بالتفاعل **reactant**.
- وتدعى المادة الناتجة عن التفاعل بالنتائج **product**.

عند إجراء التفاعلات الكيميائية يجب أخذ الحيطة والحذر، واتباع قواعد الأمان.



أنواع التفاعلات

التفاعلات الطاردة للطاقة **exothermic reactions**: هي تفاعلات تطلق طاقة حولها على شكل حرارة وضوء وصوت تحدث في الآن ذاته وبشكل عفوي. من أمثلة التفاعلات الطاردة للطاقة تفاعل الكلور مع الصوديوم لإنتاج ملح الطعام الذي يطلق حرارة.



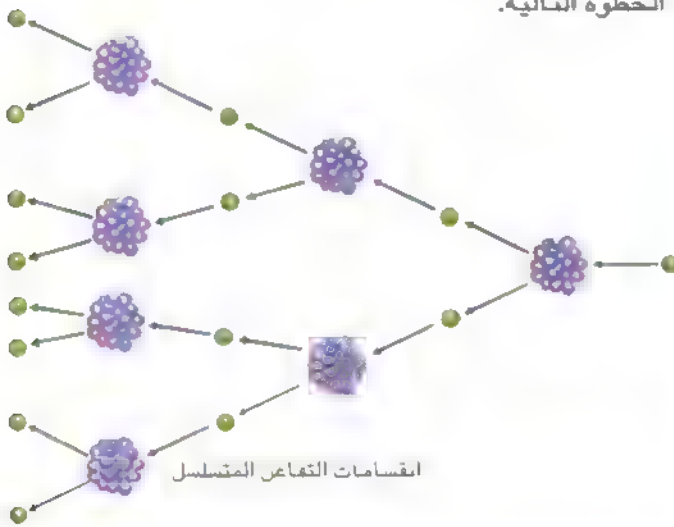
التفاعلات الماصة للطاقة **endothermic reactions**: وهي تحتاج لطاقة على شكل حرارة من محيطها لكي تعمل، ومثال ذلك عملية التمثيل الضوئي photosynthesis في النبات التي تستخدم طاقة الشمس لتحويل ثنائي أكسيد الكربون والماء إلى غلوكوز وأكسجين. ومن الأمثلة الأخرى على التفاعلات الماصة للطاقة: ذوبان مكعبات الثلج، وذوبان الأملاح الصلبة، وتبخير الماء السائل، وتحويل الصقيع إلى بخار ماء.

تفاعلات التحلل **decomposition reactions**: وتحدث حين تتجزأ مادة معقدة إلى عناصر أبسط في تفاعل تحللي بحيث يعطي أحد المتفاعلات ناتجين أو أكثر. مثال:



تأثير الحرارة على أكسيد الزئبق

التفاعل المتسلسل **chain reaction**: وهو سلسلة من التفاعلات بحيث يكون الناتج في كل خطوة متفاعلاً في الخطوة التالية.

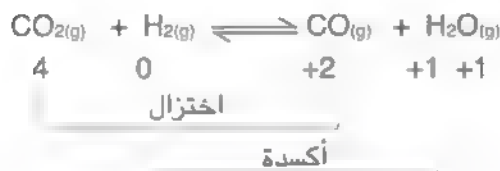


التفاعل التركيبي **synthesis reaction**: وهو تفاعل تنضم فيه مادتين بسيطتين أو أكثر لتشكيل مادة معقدة. أو بمعنى آخر يعطي تفاعل متفاعلين أو أكثر ناتجاً واحداً



تفاعل الاحتراق **combustion reaction**: وهو تفاعل مولد للحرارة. يشمل تفاعل الاحتراق العادي اتحاد الأكسجين مع مركب آخر لتشكيل ثنائي أكسيد الكربون والماء.

تفاعل الاختزال **oxidation-reduction reaction**: وهو اختصار لتفاعل الأكسدة والاختزال، ويتميز هذا التفاعل بنقص في عدد ذرات الأكسجين، وانتقال الإلكترونات بين المواد الكيميائية.



تفاعل الاستعاضة (أو الاستبدال) **replacement reaction**: في هذا التفاعل تقوم العناصر باستبدال مواقعها فيما بينها.

هل تعلم؟

التفاعل الذي يحصل فور مزج عنصرين ببعضهما يدعى تفاعلاً فورياً **spontaneous reaction**.

المركبات الكيميائية

المركبات الكيميائية **chemical compounds** هي نواتج التفاعلات الكيميائية بين ذرتين أو أكثر لعنصرين أو أكثر. ويوجد حوالي 100 عنصر كيميائي معروف تتفاعل فيما بينها وفق نسب ثابتة لتشكل مركبات كيميائية.

خواص المركبات الكيميائية

- تتماسك المركبات الكيميائية بإحكام بواسطة روابط كيميائية **chemical bonds** قوية.
- يمكن للمركبات الكيميائية أن تكون صلبة أو سائلة أو غازية في درجة حرارة وضغط عاديين.
- وتختلف ألوان المركبات الكيميائية من واحد لآخر.
- بعض المركبات الكيميائية مفيدة في الحياة، إلا أن بعضها الآخر يعد ساماً.
- يتغير لون أو رائحة أو سمية مادة ما باستعاضة ذرة واحدة فقط ضمن المركب.
- تصنف المركبات الكيميائية إلى مركبات جزيئية **molecular** ومركبات أيونية **ionic**، كما تصنف إلى مركبات عضوية **organic** ومركبات لا عضوية **inorganic**.

توضع المركبات الكيميائية داخل أوعية زجاجية خاصة لا تتفاعل معها

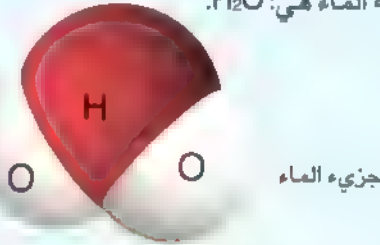


هل تعلم؟

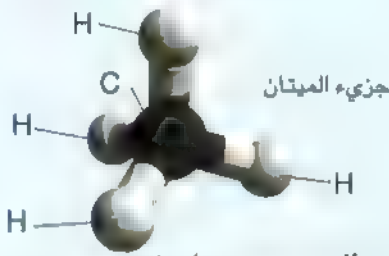
لا تشكل الغازات النبيلة noble gases مركبات كيميائية، فهي غازات خاملة، ولا تشارك في التفاعلات الكيميائية.

بعض المركبات الكيميائية الشائعة

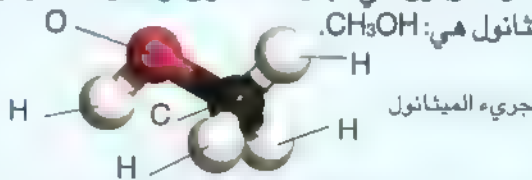
الماء water: يتألف الماء من عنصرين هما: الهيدروجين والأكسجين؛ بنسبة ذرتي هيدروجين مقابل كل ذرة أكسجين. وصيغة الماء هي: H_2O .



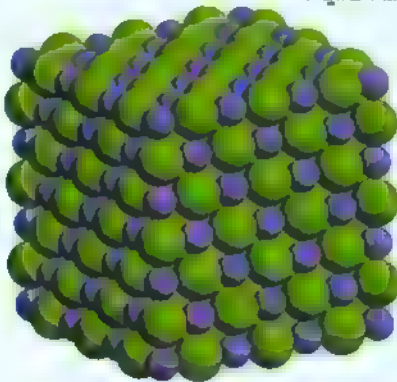
الميثان methane: يتألف الميثان من عنصرين هما: الكربون، والهيدروجين. ويتحد العنصران بنسبة أربعة ذرات هيدروجين مع ذرة كربون. وصيغة الميثان هي: CH_4 .



الميثانول methanol: يحوي على ذرة هيدروجين متحدة مع ذرة أكسجين في إحدى نهايتيه، وثلاث ذرات هيدروجين متحدة مع ذرة كربون في نهايته الأخرى. والصيغة الكيميائية للميثانول هي: CH_3OH .

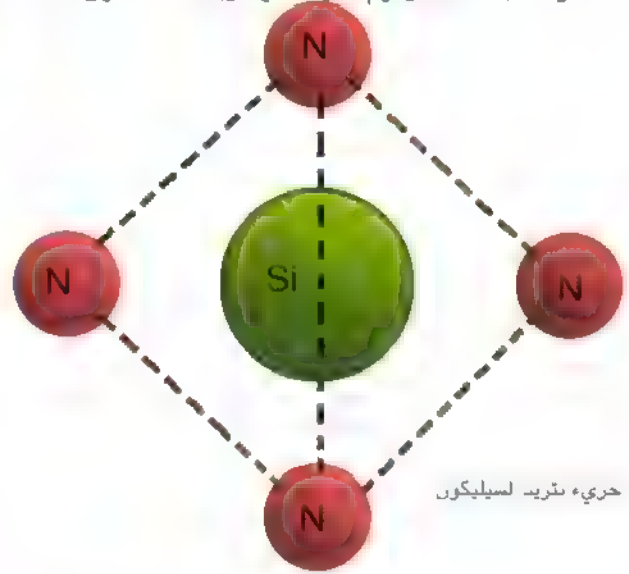


الأملاح المعدنية metal salts: وتتشكل من معدن واحد أو أكثر متحداً مع لا معدن واحد أو أكثر. ويعد ملح الطعام $NaCl$ وكربونات الكالسيوم $CaCO_3$ من الأمثلة المعروفة عن الأملاح المعدنية.



المركبات اللا عضوية

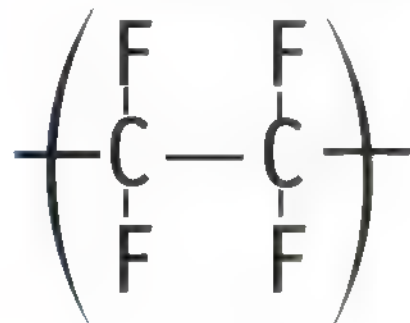
- يدل المقطع النهائي (يد) -ide على أن العنصر الثاني أكثر سلبية؛ كما في كلوريد الصوديوم $NaCl$ ، وكبريتيد الكالسيوم CaS ، وأكسيد المغنيزيوم MgO ، ونتريد السيليكون SiN .



- يضاف مقطع بدائي رقمي إلى الاسم حين تختلف النسبة الذرية عن 1:1؛ مثل ثنائي كبريتيد الكربون CS_2 ، ورابع كلوريد الجيرمانيوم $GeCl_4$ ، وسادس فلوريد الكبريت SF_6 ، وثنائي أكسيد النيتروجين NO_2 ، ورابع أكسيد الآزوت الثنائي N_2O_4 .



- تدل عبارات النترات $nitrate$ والأمونيوم $ammonium$ على احتواء العناصر على شوارد. ويدل المقطع النهائي (ات) -ate على وجود الأكسجين كما في النترات $nitrate$ والكبريتات $sulphate$ ، بينما يدل وجود الأمونيوم على شاردة إيجابية مثل كلوريد الأمونيوم NH_4Cl وفوسفات الأمونيوم $(NH_4)_3PO_4$.
- لبعض المركبات أسماء دارجة مثل البوراكس $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ ، والتفلون $F(CF_2)_nF$.



تركيب البولي إيثيلين الرباعي الفلور



الروابط الكيميائية

الارتباط الكيميائي **chemical bonding** هو العلاقة الناتجة عن التفاعل بين ذرات أو جزيئات المركبات الكيميائية. وتتعلق الروابط الكيميائية ببعضها بسبب قوى الجذب الكبيرة الموجودة بين الذرات.

التكافؤ

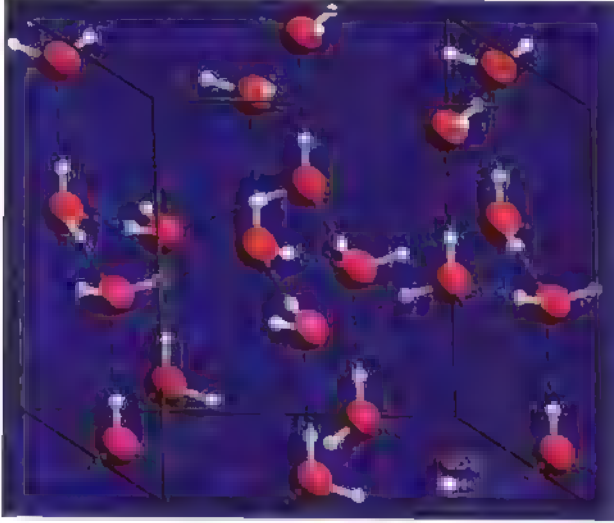
التكافؤ **valence** هو عدد الروابط التي ينبغي على العنصر أن يصنعها ليشكل ترتيباً إلكترونياً ثابتاً، أو عدد الإلكترونات في الغلاف الخارجي لأقرب الغازات النبيلة. ويمكن التوصل إلى الترتيب الإلكتروني الثابت بكسب أو خسارة أو اشتراك بالإلكترونات بين الذرات.

تشكل الروابط الكيميائية

- تحوي الذرات إلكترونات وبروتونات.
- توجد البروتونات في النواة، بينما تدور الإلكترونات حول النواة على شكل طبقات تدعى الأغلفة أو القشور **shells**.
- تدعى الإلكترونات الموجودة في الغلاف الخارجي لكل ذرة بالإلكترونات التكافؤ **valence electrons**.
- تتصل إلكترونات الذرات المختلفة ببعضها بعضاً لتشكيل روابط كيميائية بحسب تكافؤها.

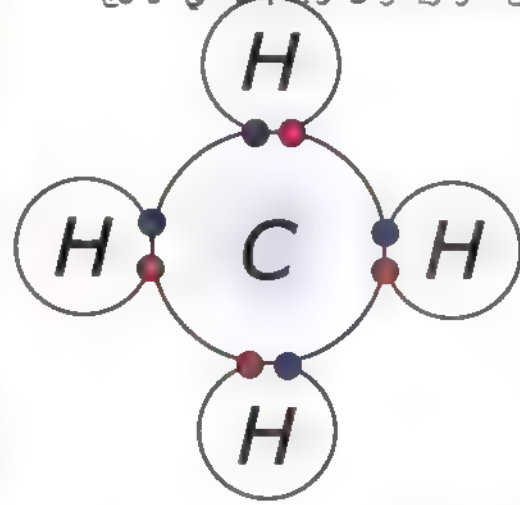
الترباط الهيدروجيني

الترباط الهيدروجيني hydrogen bond هو الترباط الكيميائي بين ذرة هيدروجين وذرة ذات إلكترون سالب، كالأكسجين أو الفلور أو الأزوت، كذلك ينجذب الهيدروجين نحو النهايات السالبة لجزيء مجاور وتشكل الجزيئات ترابطاً بفضل تفاعلات قوية ثنائية القطب مزدوجة dipole-dipole interaction. ويوجد الترباط الهيدروجيني في الهيدروكسيدات والغضار.



الترباط الإسهامي

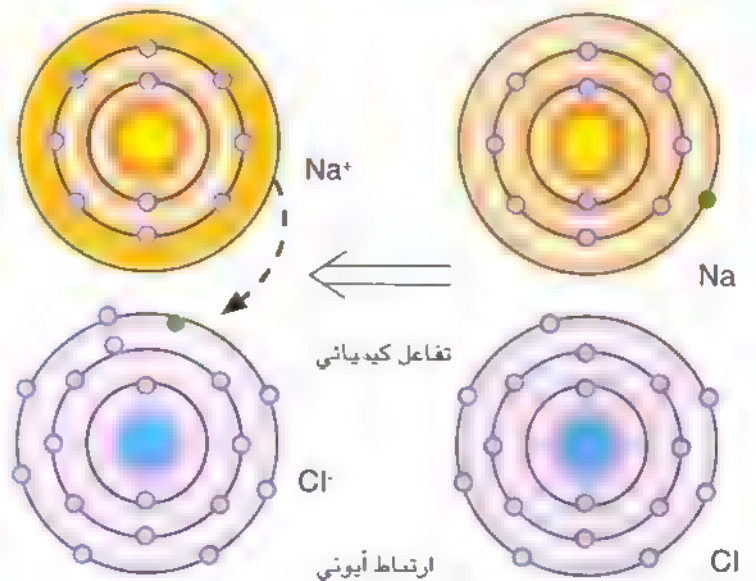
يحدث في الترباط الإسهامي (أو التشاركي) covalent bond اشتراك الذرات بأزواج من الإلكترونات. ولا يحدث الترباط الإسهامي إلا في اللا معادن. ومن أشهر أمثلة الترباط الإسهامي: ثنائي أكسيد الكربون: حيث يحوي الكربون أربعة إلكترونات تكافؤ، بينما يحوي الأكسجين إلكترونين تكافؤ، وهكذا تتصل كل ذرة أكسجين بذرة الكربون المركزية وفق ترباط إسهامي مزدوج.



● إلكترون من الهيدروجين
● إلكترون من الكربون

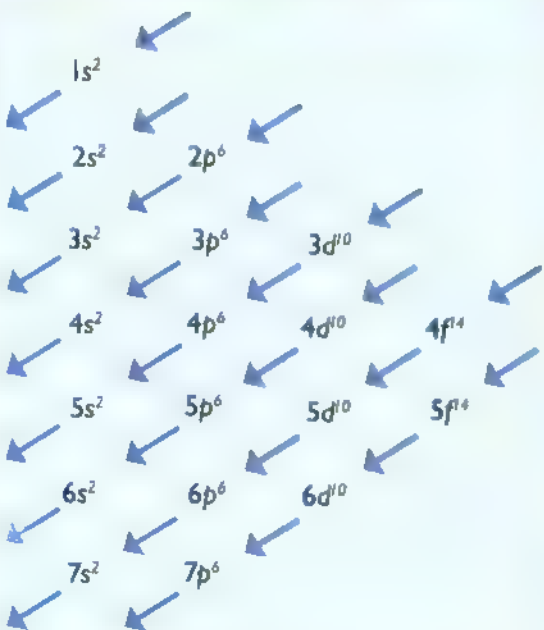
الترباط الأيوني

يحدث في الترباط الأيوني ionic bond أن تزاغ إلكترونات إحدى الذرات أو تضاف إلى ذرة أخرى. ويؤدي الترباط الأيوني إلى جذب الأيونات الموجبة والسالبة إلى بعضها بعضاً. وتوازن الشحنتان بعضهما فيشكل مركب أيوني خالي من الشحنتات. ويشكل الصوديوم والكلور ترابطاً أيونياً. ويحوي الصوديوم إلكترون تكافؤ واحد، بينما يحوي الكلور سبعة إلكترونات تكافؤ. ويعطي الصوديوم إلكترونه الحادي عشر فيصبح أيوناً موجبة، ويستقبل الكلور ذلك الإلكترون ليصبح أيوناً سالبة.



هل تعلم؟

يدعى ترتيب الإلكترونات في ذرات العناصر بالتركيب الإلكتروني electronic configuration.



المعادن واللا معادن

المعادن **metals** واللا معادن **non-metals** هي أهم فئات العناصر. والمعادن مواد لامعة وناقلة جيدة للحرارة والكهرباء. واللامعادن هي عناصر ذات إلكترونات سالبة وغير قادرة على نقل الكهرباء، باستثناء واحد أو اثنين منها.

خواص المعادن

- تعد المعادن مواداً كتيمة **opaque** ولامعة **lustrous**.
- الكثير من المعادن لينة **ductile** وقابلة للطرق، ويمكن إعادة تشكيلها في أشكال جديدة من دون أن تنكسر.
- للمعادن نقاط غليان عالية.
- للمعادن قدرة شد **tensile strength** عالية ويمكن سكبها وقلبها إلى مختلف الأشكال، بعد تسخينها وإذابتها.
- من الأمثلة على المعادن: الحديد، والذهب، والفضة، والنحاس

معادن



لا معادن





خواص اللا معادن

- يمكن للا معادن أن تكون صلبة أو سائلة أو غازية.
- غالباً ما تكون اللا معادن هشة، وليس لها إلا القليل من اللمعة المعدنية.
- للا معادن نقاط غليان منخفضة.
- يمكن للا معادن أن تكون شفافة أو شفافة (شفافة جزئياً).
- من الأمثلة على اللا معادن: الكبريت، والهيدروجين، والفوسفور.



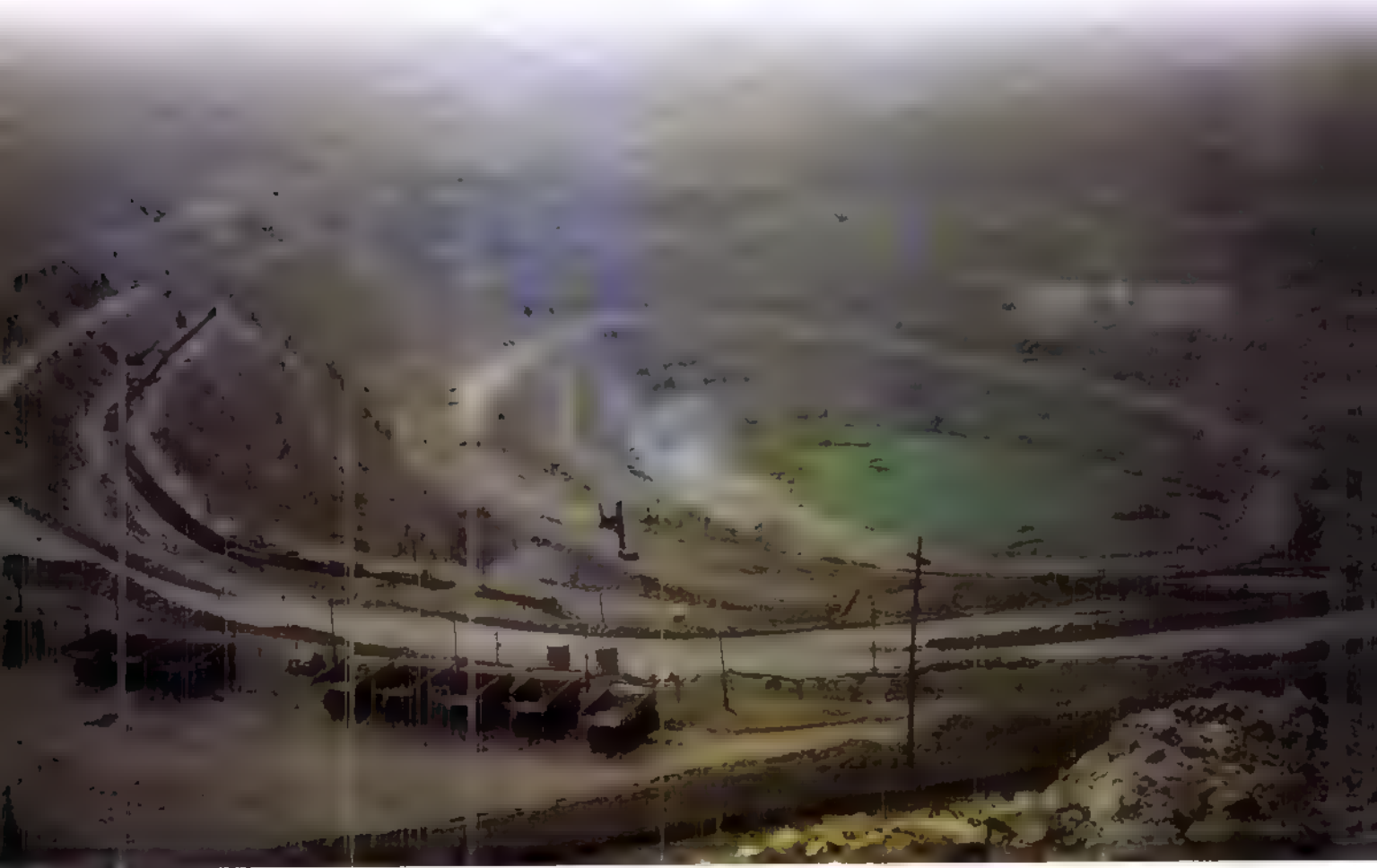
تستخدم المعادن في صنع المكائن الكهربائية

- ### استخدامات اللا معادن
- يعد الأكسجين من اللا معادن وهو ضروري للتنفس.
 - تستخدم اللا معادن في عمليات تنقية المياه.
 - تستخدم اللا معادن في الأسمدة والألعاب النارية.
 - تستخدم اللا معادن في صنع المراهم الطبية.

هل تعلم؟
الزئبق mercury هو المعدن الوحيد الذي يكون في حالته السائلة في درجة حرارة الغرفة.



استخراج المعادن



استخراج المعادن **extraction of metals** هو عملية فصل المعادن النقية عن حالتها الموجودة في الطبيعة. وتوجد المعادن في الأرض على شكل مركبات. وتعتمد طرائق استخراجها على تفاعلية **reactivity** المعدن. تستخرج المعادن شديدة التفاعل بعملية الكهرلة **electrolysis**. وتستخرج متوسطة التفاعل بعملية الاختزال **reduction**، أما المعادن القليلة التفاعل فتستخرج بعملية التسخين **heating**.



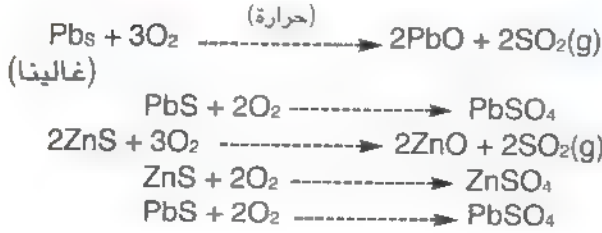
التعدين
التعدين **metallurgy** هو عملية استخراج المعدن من فلزه **ore** وتنقيته. وتشمل عمليات التعدين تركيز الفلزات، وتحويل الفلزات المركزة إلى أكسيدات، ومن ثم تنقية المعادن. ويعتمد تركيز الفلزات على طرائق فيزيائية وكيميائية. ومن عملية التحويل الشّي (أو التحميص) **roasting**، والتكليس **calcination**. وتتألف تنقية المعادن من عمليات الفصل بالصهر **liqutation**، والكهرلة، والتقطير **distillation**.



استخراج الحديد

الشي (التحميص)

الشي roasting هو عملية أخرى لتحويل الفلز المركز إلى أكسيد. ففي الشي يسخن الفلز إلى درجة حرارة عالية مع وجود الكثير من الهواء، ويساعد ذلك على إزالة الشوائب كالكربونية وثنائي أكسيد الكربون وثنائي أكسيد الكبريت والمواد العضوية.



الاختزال

الاختزال reduction عملية يُسخّن فيها أكسيد المعدن إلى درجة أعلى من نقطة غليانه مما يسمح بتبخّر المعدن واختزاله. يضم الزنك الناتج في عملية الشي إلى الكربون، ويسخنان إلى درجة حرارة 1100 مئوية.



التنقية

التنقية refining هي آخر عمليات استخلاص المعدن حيث تزال فيها الشوائب الناتجة عن عمليات الشي والاختزال. يحل الزنك الناتج عن عملية الشي في حمض الكبريت، ويضاف إليه مسحوق الزنك ليحل محل الشوائب.



حيث يحوي (Zn1) الناتج عن عملية الاختزال مادتي الكاديوم والرصاص اللتين يتم نزعهما بالتقطير المجزأ.

هل تعلم؟

تدعى الشوائب الغريبة غير المطلوبة في الفلز بسقط الفلز gangue.

خطوات التعدين

- التنقيب عن الفلز.
- سحب الفلز.
- طحن الفلز وتحويله إلى حبيبات ناعمة.
- تركيز الفلز.

البوكسيت



الفلزات

الفلزات هي المصادر الصخرية الطبيعية التي يستخرج منها المعدن. ومن الفلزات الشائعة: البوكسيت bauxite

(أكسيد الألومنيوم المائي)،

والهماتيت hematite (أكسيد الحديد)، والزنك، وركاز الزنك zinc blende أو (كبريتيد الزنك)، والغالينا galena (كبريتيد الرصاص)، والزنجر cinnabar (كبريتيد الزئبق). وعادة ما تكون الفلزات من مركبات الأكسيدات أو الكبريتيدات.

التكليس

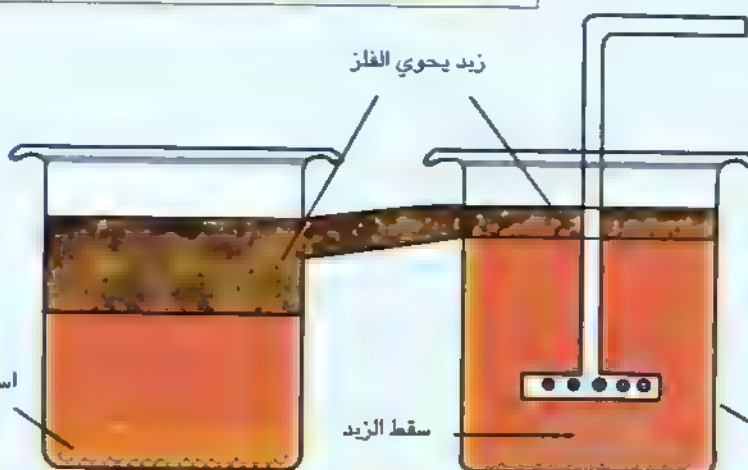
التكليس calcination هو عملية تحويل الفلز المركز إلى أكسيد. وفي عملية التكليس يحترق الفلز المركز إلى درجة عالية في غياب الهواء. يساعد ذلك على إزالة الشوائب الطيارة، مثل ثنائي أكسيد الكربون وثنائي أكسيد الكبريت والمواد العضوية والرطوبة؛ من الفلز.



تعويم الزيت

تعويم الزيت froth flotation هو طريقة فيزيائية لتركيز الفلز، وهي تفصل مركبات المعدن عن المواد الصخرية غير المطلوبة. في هذه العملية يسحق الفلز أولاً، ثم يمزج بمادة تساعد على تماسك

جزيئات المعدن، ثم يعامل الفلز بعامل إرغاء foaming agent وبالهواء لتشكيل فقائيع، وتلتقط الفقائيع العائمة على السطح جزيئات المركب المعدني المحاطة بالرغوة.



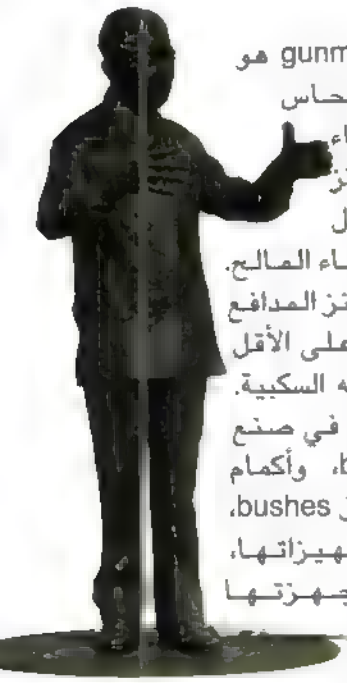
هواء مضغوط

زبد يحوي الفلز

فلز + ماء + زيت الصنوبر

استقرار الفلز المركز

سقط الزيت



برونز المدافع

برونز المدافع gunmetal هو سبيكة من النحاس والقصدير والتوتياء وهو نوع من البرونز المقاوم للتآكل بسبب البخار والماء المالح. وقد استخدم برونز المدافع لمدة 2000 عام على الأقل بسبب قوته وميزاته السكبية. ويستخدم بكثرة في صنع المحامل bearings، وأكمام التضييق bushes، والمضخات وتجهيزاتها، والصمامات وأجهزتها ومؤشراتها، وفي صب التماثيل الحديثة. وقد صنع

تمثالاً بوبي مور Bobby Moore ونلسون مانديلا Nelson Mandela في المملكة المتحدة من برونز المدافع.

الفضة الألمانية

الفضة الألمانية Nickel Silver هي سبيكة من النحاس والتوتياء والنيكل. وقد أطلق عليها هذا الاسم بسبب شكلها مع عدم احتوائها على الفضة. وأحياناً يضاف القصدير والرصاص إلى الفضة الألمانية. وتستخدم الفضة الألمانية في صنع الآلات الحادة المغطاة بطبقة من الفضة؛ وفي صنع الرّمَامات المنزلقة (السّخّابات)، والآلات الموسيقية. كما تستخدم كأساس معدني في الأشياء التي يراد طلاؤها بالفضة. وللفضة الألمانية تسميات مختلفة حيث تدعى: فضة النيكل أو باكتونغ، أو الفضة الجديدة، أو الألبكة.



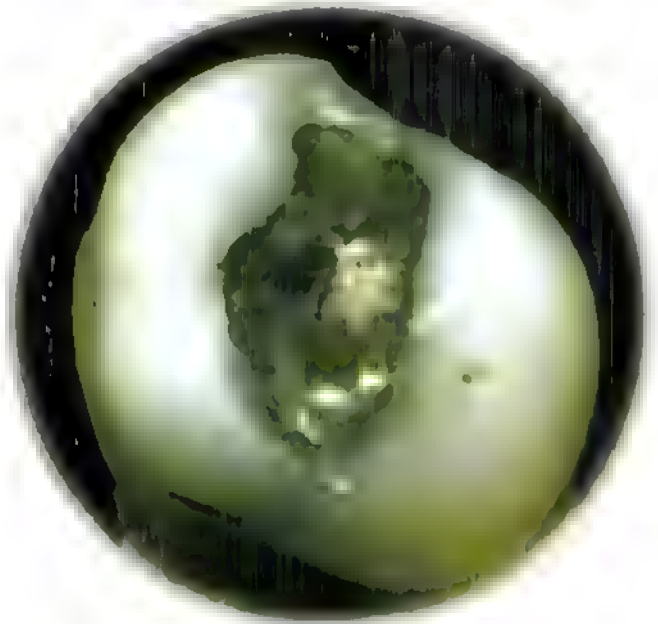
السبائك

السبائك (أو الخلائط) alloys مواد معدنية تتألف من أحد المعادن وعنصر آخر. وتكون معظم المعادن ضعيفة وطرية في شكلها الأصلي، لذا فهي تمزج بمعادن أخرى لتقويتها وتقسيتها. يمزج مثلاً النحاس والقصدير للحصول على البرونز bronze. ومن أمثلة السبائك الأخرى: الصُّفَر أو النحاس الأصفر brass، والكوبرونيل cupronickel، والفولاذ اللاصدوء (ستينلس ستيل) stainless steel، والدورالومين duralumin.



الملغم

الملغم amalgam هو سبيكة من الزئبق ومعدن آخر أو معدنين. ويستخدم بكثرة في الحشوات السنية. ويستخدم أطباء الأسنان الفضة وملغم معدني آخر لملء التجاويف السنية.



ملغم مستخدم في حشي الأسنان

سبيكة بريتانيا

سبيكة بريتانيا Britannia metal هي سبيكة من القصدير والإثمد، ولها شكل أبيض فضي. وتستخدم سبيكة بريتانيا في صنع حوامل الآلات، وكأساس للطلاء بالفضة.



حوامل الآلات

الفولاذ اللا صدوء

الفولاذ اللا صدوء أو الستينلس ستيل stainless steel هو سبيكة من الحديد والكروم. وهو أحد أشكال الفولاذ المقاوم للصدأ والتلون والتآكل. ومحتوى السبيكة من الكروم يعطيها لمعة الفولاذ. وهذا النوع من الفولاذ قليل التكلفة، وقابل للتدوير. ويستخدم في صنع الأواني المطبخية، والعدد الجراحية كالمباضع.



تصنع الأدوات الجراحية من الفولاذ اللا صدوء

هل تعلم؟

الدورالومين duralumin سبيكة خفيفة الوزن تصنع من الألومنيوم والنحاس والمغنيزيوم. ويستخدم الدورالومين في صناعة العوارض المعدنية للمناطيد ومكوناتها.

الحموض

الحموض acids هي مجموعة من المركبات الكيميائية ذات خواص معينة. وتوجد الكثير من الحموض في الطبيعة، ويلعب بعضها دوراً مهماً في الحياة. ويمكن للحموض أن تكون غازات أو سوائل أو مواد صلبة. وإذا انحل الحمض في الماء فإنه يشكل محلولاً ويطلق شاردة هيدروجين.

خواص الحموض

- ذات طعم حمضي.
- ذات رائحة لاذعة.
- قادرة على إذلال الكثير من المعادن فيها.
- لها درجة حموضة PH أقل من (7).
- تسبب تآكل المعادن.
- تحول الحموض ورق عباد الشمس الأزرق blue litmus paper إلى اللون الأحمر.
- تطلق البروتونات، وتستقبل زوجاً من الإلكترونات.
- تسبب شعوراً بالحرقنة عند تماسها مع الجلد.

سلم الحموضة

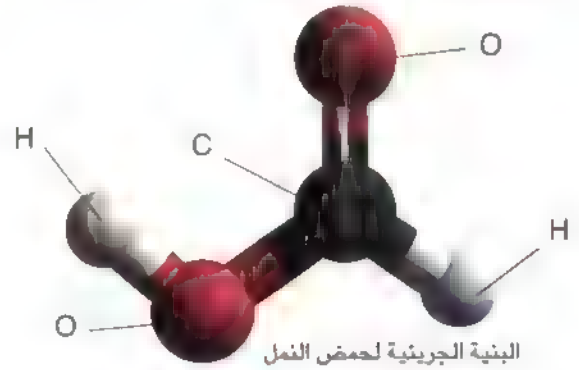
يستخدم سلم الحموضة PH scale لتحديد خواص محلول ما، والكشف عما إذا كان المحلول حمضياً أو قلوياً أو حيادياً. ويتدرج سلم الحموضة من الصفر إلى (14)؛ حيث يرمز كل رقم إلى عدد أيونات الهيدروجين الموجبة في المحلول. وتكون درجة حموضة المحلولات الحيدية (7)، أما المحلولات الحمضية ففيها درجة حموضة أقل من (7)، بينما تدل الدرجة فوق (7) على أن المحلول قلوي.



أنواع الحموض

هناك فئتان رئيستان من الحموض هما:

- **الحموض القوية strong acids:** هي تلك التي لا تحوي ذرات كربون. وتستخدم هذه الحموض في إنتاج المواد الكيميائية الأخرى والمتفجرات والأسمدة والدهانات واللدائن والألياف التركيبية. وتعرف الحموض القوية أيضاً بالحموض اللا عضوية inorganic acids. ومن أكثر الحموض القوية منفعة: حمض الكبريت، وحمض الفوسفور، وحمض كلور الماء، وحمض الآزوت.
- **الحموض الضعيفة weak acids:** هي تلك التي تحوي ذرات كربون في تركيبها. وهي لا تنحل تماماً في الماء. إلا أن معظم الحموض العضوية تنحل في محلولات عضوية. وتستخدم الحموض الضعيفة في صناعة المشروبات، ومواد التجميل والصابون والمنظفات والأغذية واللدائن والعقاقير. كما تعرف الحموض الضعيفة باسم الحموض اللا عضوية organic acids. ومن أشهر الحموض الضعيفة: حمض النمل، وحمض الخل، وحمض اللبن، وحمض الليمون.



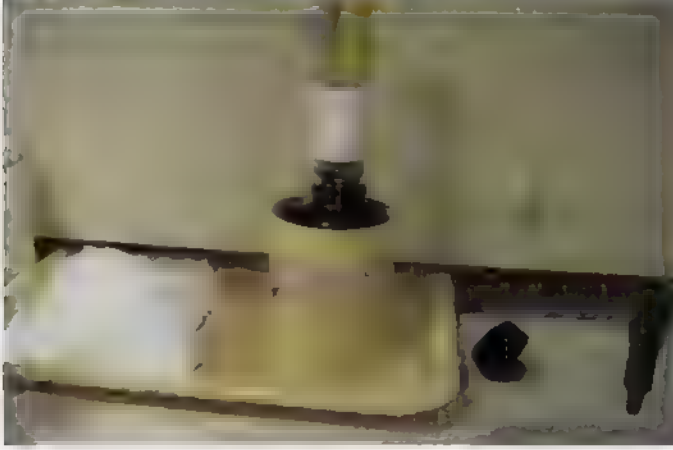
حمض الليمون

تدعى الحموض التي توجد في ثمار الحمضيات بـحمض الليمون citric acid. وهي تعطي مذاقاً حامضاً للفواكه والخضار التي توجد فيها كالبرتقال واليوسفي والليمون. ويعد حمض (أو حامض) الليمون حافطاً طبيعياً، ويستخدم لإعطاء نكهة حامضة للأغذية والمشروبات. كما يستخدم في تركيب جميع الأقراص الفوارة التي تباع في الصيدليات، ويدخل كذلك في صناعة بعض المنظفات.



حمض الآزوت

حمض الآزوت أو النيتريك nitric acid هو حمض سائل عديم اللون. وهو من أهم الحموض المستخدمة في صناعة الأسمدة الآزوتية، والتي تعد مصدراً غذائياً مهماً للنباتات. ويستخدم حمض الآزوت كذلك في صناعة اللدائن والأفلام التصويرية والأصبغة والنايلون ونترات الأمونيا ذات الدرجة المتفجرة.



حمض الكبريت

حمض الكبريت sulfuric acid هو حمض زيتي عديم اللون والرائحة. ويستخدم بكثرة في الصناعة، وفي تركيب البطاريات. وحمض الكبريت من أهم المكونات في معالجة مياه الصرف، وإنتاج الفلزات، وصناعة الأسمدة.



هل تعلم؟

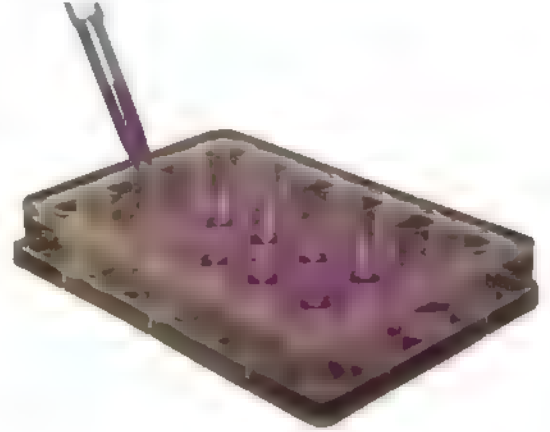
يستخدم ورق عباد الشمس litmus paper كدليل على وجود حمض أو قلوي أو غيابهما في سائل؛ وذلك بتغيير لونه عندما يوضع في السائل.

الأسس والقلويات

الأسس **bases** والقلويات **alkalis** هي مركبات كيميائية. الأساس هو مركب كيميائي قادر على تحييد عمل الحموض. والقلوي هو أساس سهل الانحلال في الماء. ومن الأمثلة على الأسس والقلويات: كربونات الكالسيوم وماءات المغنيزيوم.

خواص الأسس

- للأسس درجة حموضة PH أعلى من (7).
- تحول الأسس ورق عباد الشمس إلى اللون الأزرق.
- معظم الأسس غير قابلة للانحلال.
- عادة ما تكون الأسس أكسيدات المعادن أو ماءات المعادن أو كربونات المعادن أو كربوهيدرات المعادن.
- يمكن للأسس القوية أن تسبب حدوث احمرار أو بثرات على الجلد إن مسته.



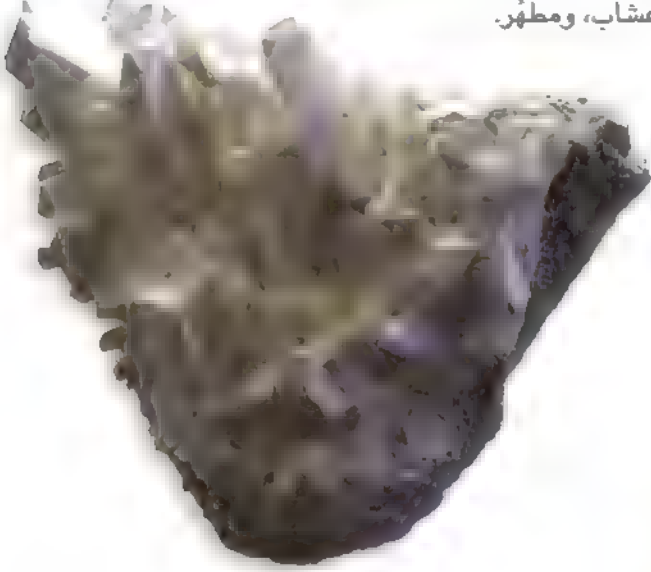
خواص القلويات

- تطرح القلويات شوارد الماءات OH^- حين تنحل في الماء.
- للقلويات طعم مر، وملمس زيتي.
- تتسبب بعض القلويات المركزة بالاحت والتآكل، ويمكن أن تهاجم المعادن، وتؤدي البشرة.



البوراكس

البوراكس (أو البورق) borax أساس وقلوي في الوقت نفسه. وهو معدن طبيعي يوجد على أعماق كبيرة تحت سطح الأرض. يوجد البوراكس على شكل بلورات بيضاء اللون عديمة الرائحة. ويستخدم البوراكس في الكثير من الأغراض الصناعية، وفي المنزل كمضاد للعفونة، وحافظ، وقاتل للحشرات، ومبيد أعشاب، ومطهر.



بلورات البوراكس

ماءات الصوديوم

ماءات الصوديوم sodium hydroxide أساس معدني يعرف باسم الصودا الكاوية caustic soda. وهي مادة صلبة بيضاء بلورية، عديمة الرائحة في درجة حرارة الغرفة، وتوجد في الكثير من منتجات التنظيف المنزلية. وتستخدم ماءات الصوديوم بكثرة في صناعة الصابون والحرير الصناعي والورق والأصبغة والمشتقات النفطية.



حبيبات ماءات الصوديوم

هل تعلم؟

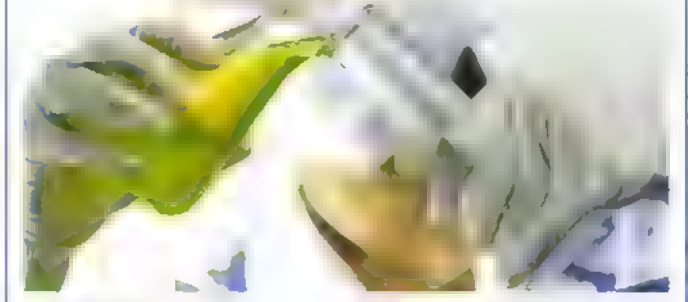
يعد ماء الجير lime water قلويًا، وهو ماءات كالسيوم مشبعة، وتستخدم مضاد للحموضة وقابض للأمعاء.

تفاعل الحمض والأساس

حين يتفاعل حمض مع أساس ينتج عن تفاعلها توقف عمل كل منهما (تحييد neutralizing الخواص الحمضية والأسية)، كما يؤدي التفاعل إلى إنتاج ملح. كذلك يؤدي التفاعل إلى طرح شاردة الهيدروجين الموجبة $H(+)$ من الحمض وشاردة الهيدروكسيل السالبة $OH(-)$ من الأساس إلى إنتاج ماء. وينتج مركب كيميائي يدعى الملح من اتحاد شاردة الهيدروجين الموجبة بشاردة الهيدروكسيل السالبة. فمثلاً يؤدي تفاعل حمض كلور الماء مع ماءات الصوديوم إلى إنتاج ملح الطعام NaCl.

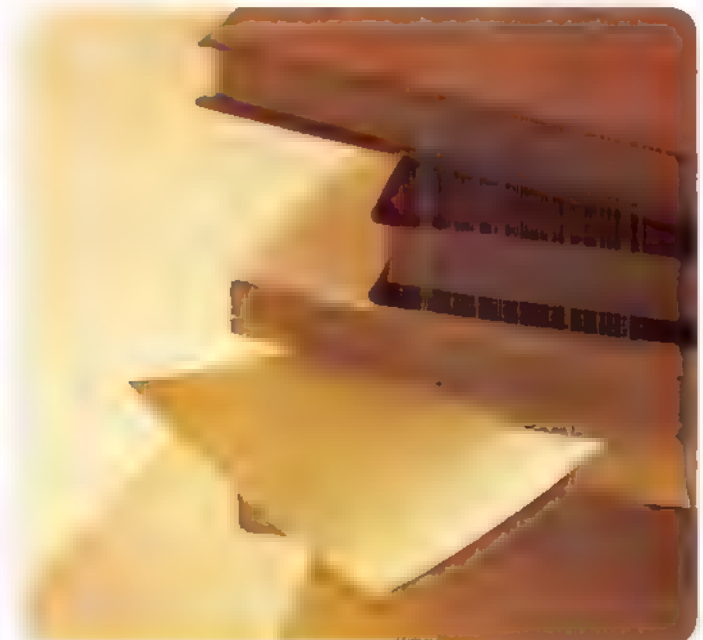


حمض أساس ماء ملح



استخدامات الأسس والقلويات

- تستخدم الأسس في مواد التنظيف المنزلية بسبب خاصيتها في التفاعل مع الزيوت والدهون.
- تستخدم أيضاً الكثير من الأسس في صناعة الورق واللدائن والأصبغة والدهانات.
- توجد الأسس والقلويات الضعيفة في معاجين الأسنان والحبوب المضادة للحموضة وخميرة الخبز.



تستخدم الأسس في صنع الورق

المحفّزات والأنزيمات

المُحفّز catalyst مادة كيميائية تسرّع التفاعل الكيميائي، ولكن لا يحدث فيها أي تغيير جراء هذا التفاعل. وتدعى عملية تسريع التفاعل الكيميائي باستخدام المحفّز بالتحفيز **catalysis**. الأنزيمات **enzymes** هي محفزات توجد بشكل طبيعي في كافة الكائنات الحية. وتتألف الأنزيمات من بروتينات وهي ضرورية لحياتنا، وهي تقوم بالعديد من التفاعلات الكيميائية الحيوية المهمة في أجسامنا.

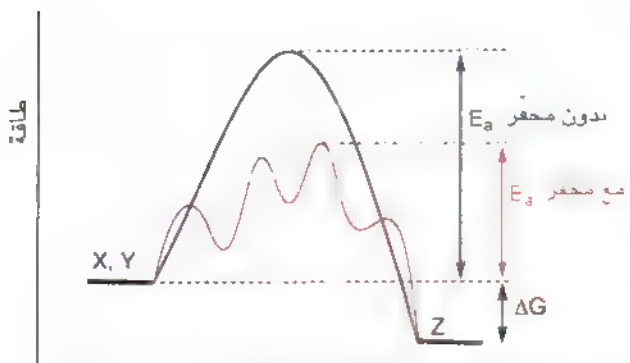
المحفّزات السلبية

تقلل المحفّزات السلبية **negative catalysts** من سرعة التفاعل الكيميائي بدلاً من أن تسرعه، ويُعرف المحفّز السليبي أيضاً باسم المثبّط **inhibitor**. وتلعب المحفّزات السلبية دوراً كبيراً في الطب؛ حيث تفيد في علاج الأمراض الدهنية، وارتفاع ضغط الدم، والسرطان والكثير من العلل الأخرى.



الحموض البروتونية

الحموض البروتونية **proton acids** هي من أكثر المحفّزات استخداماً، ولا سيما في التفاعلات التي تشتمل على الماء. كما يستخدم معدن البلاتين كمحفّز في الكثير من التفاعلات الكيميائية، لاسيما تلك التي تتعلق بالهيدروجين. كذلك تستخدم بعض المعادن الانتقالية **transition metals** مثل التوتياء والكاديوم والزئبق كمحفّزات في التفاعلات الكيميائية.



خواص المحفّز

- تقلل المحفّزات من طاقة التنشيط **activation energy** ، وهي كمية الطاقة التي يجب التغلب عليها لكي يتم التفاعل الكيميائي.
- الوحدة الدولية لقياس النشاط التحفيزي هي الكاتال **katal** وتساوي جزئ غرام في الثانية.
- كما يمكن وصف النشاط التحفيزي بنسبة الدورات إلى العدد **turn over number (TON)**.
- أما الكفاءة التحفيزية فتقاس بالدورات على التردد **(TOF)**.



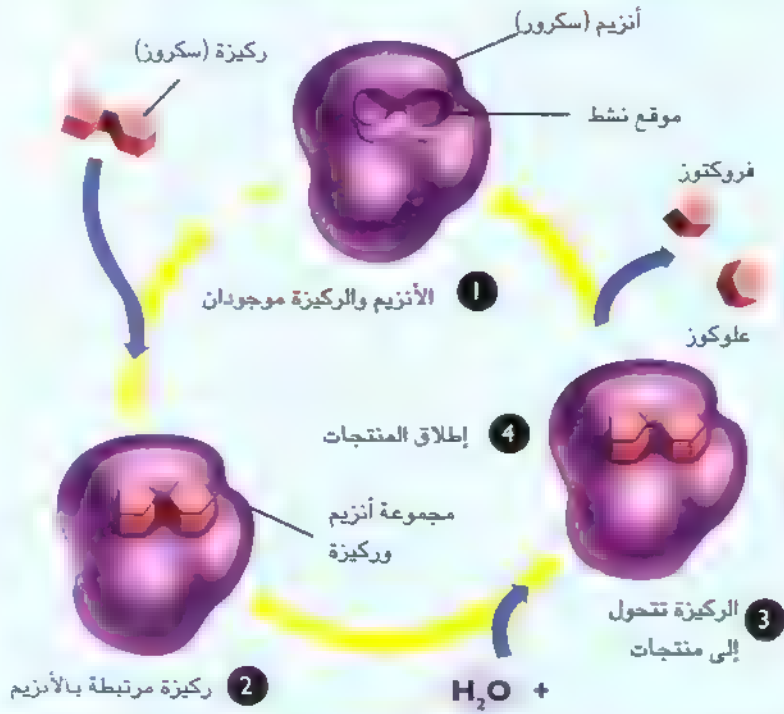
مجموعة الأنزيم والركيزة

تدعى المواد الحيوية التي يعمل عليها الأنزيم بالركائز **substrates**. وتتطابق الركيزة والأنزيم معاً كما يتطابق المفتاح مع القفل. ويدعى اتحاد الأنزيم والركيزة بمجموعة الأنزيم والركيزة **enzyme-substrate (ES) complex**. وبعد أن يتحد يبدأ عمل الأنزيم: حيث تتغير الركيزة بفعل الأنزيم بأن تتجزأ أو تنضم إلى جزيء آخر لتشكل منتج جديد.



وظائف الأنزيمات

- للأنزيمات دور في عملية الهضم التي تحدث في معدتنا وأمعاننا.
- تفككت أنزيمات معينة جزيئات غذائية كبيرة كالبروتينات والدهون والكربوهيدرات إلى جزيئات أصغر.
- توجه بعض الأنزيمات الجزيئات الصغيرة المفتتة عبر الجدار المعوي نحو مجرى الدم.
- تساعد الأنزيمات في وظائف أخرى كثيرة؛ مثل حفظ الطاقة أو إطلاقها، وفي عمليات التناسل والتنفس والكثير غيرها.



أنواع الأنزيمات

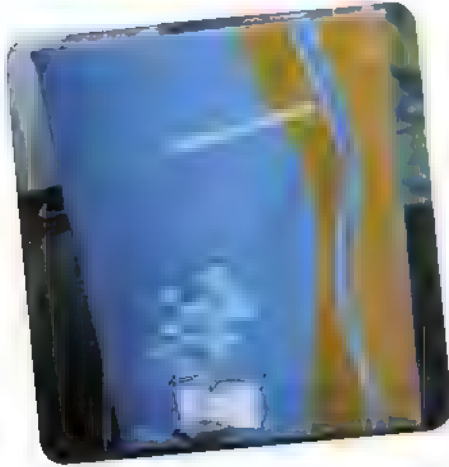
- تحتاج بعض الأنزيمات إلى مكونات إضافية غير بروتينية لكي تبدي نشاطها الشامل، وتدعى هذه العناصر غير البروتينية بالعوامل التيميمية **cofactors**.
- يدعى الأنزيم الكامل النشاط بالأنزيم التام أو الكامل **holoenzyme**.
- في غياب العامل التيميمي يدعى البروتين الذي لم يعد نشطاً بعد بصميم الخميرة **apoenzyme**.
- يمكن للعامل التيميمي أن يكون حديداً أو نحاساً أو مغنيزيوم أو نوعاً معيناً من جزيء الركيزة يدعى تميم الخميرة **coenzyme**.
- تشمل التطبيقات الصناعية والطبية للأنزيمات تخمر الكحول، واختمار العجين، وتختار الجبن وصناعة الجعة.
- تستخدم الأنزيمات أيضاً في القضاء على المتعضيات الدقيقة المسببة للأمراض، وشفاء الجروح، وتشخيص بعض الأمراض.

هل تعلم؟

سم المحفز **catalyst poison** هو مادة تقلل من فعالية المحفز في التفاعل الكيميائي.

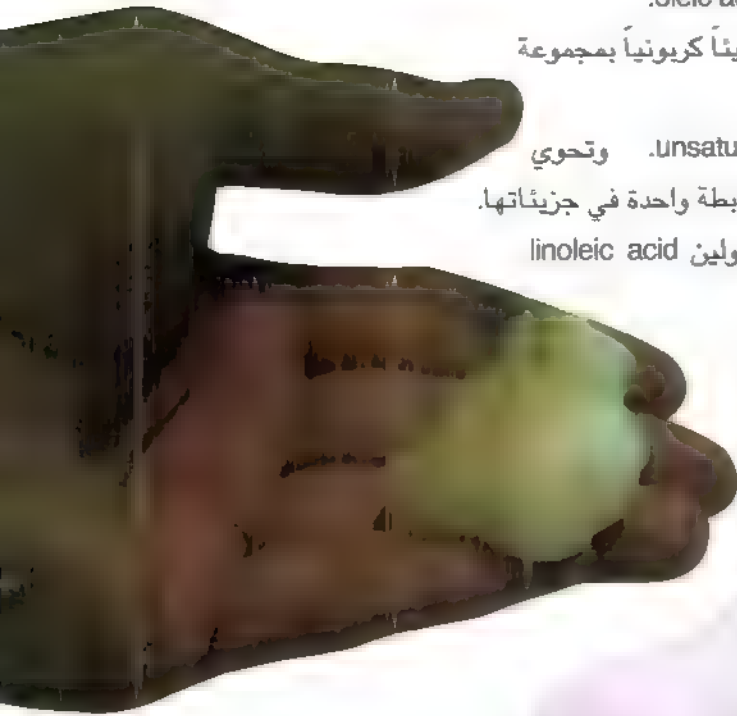
الصابون ومساحيق الغسيل

الصابون soap ومساحيق الغسيل detergents هي من مواد التنظيف. وتتفاعل هذه المواد مع الماء فتسبب إزالة الأجسام الغريبة كالغبار والجراثيم من المواد الصلبة كالقماش أو البشرة. ويصنع الصابون من الزيوت والدهون الموجودة في النباتات والحيوانات، أما مساحيق الغسيل فتصنع من الزيوت المعدنية كالنقط أو مركبات الفحم.



خواص الصابون

- يصنع الصابون من أملاح الصوديوم أو البوتاسيوم الغنية بالأحماض الدهنية: كحامض الستريك acid stearic، وحامض النخيك palmitic acid، وحامض الزيتين oleic acid.
- يحوي الصابون سلسلة هيدروكربونية طويلة يتصل فيها 10-20 جزيئاً كربونياً بمجموعة واحدة من الحمض الكربوكسيلي carboxylic acid group.
- يمكن للصابون أن يكون مشبعاً saturated أو غير مشبع unsaturated. وتحوي الحموض الدهنية المشبعة كالحامض الستيري والحامض النخيلي رابطة واحدة في جزيئاتها. أما الحموض الدهنية غير المشبعة كحامض الزيتين وحامض اللينولين linoleic acid فتحوي رابطة مزدوجة أو أكثر.
- ينتج الصابون الرغوة scum، لذا لا يمكن استخدامه في الماء الثقيل.
- لا يتمتع الصابون بخاصية تنظيف قوية كما في مساحيق الغسيل.
- الصابون من المواد الصديقة للبيئة لأنه يتحلل بالبكتيريا biodegradable.



أنواع الصابون

صابون المغسلة

صابون المغسلة toilet soap، وصابون الغسيل laundry soap، هما نوعان من أنواع الصابون. ويصنع صابون المغسلة من دهون وزيوت ذات جودة عالية، وتضاف إليه العطور الثمينة. ولا يحوي صابون المغسلة مواد مالئة أو محتوي قلويًا لكيلا يسبب الضرر بالبشرة.

ويصنع صابون الغسيل من دهون وزيوت أرخص ثمنًا، وتضاف إليه عطور أرخص، وهو يحوي على مواد مالئة، ومحتوي قلويًا حراً.

صابون الغسيل



أنواع مساحيق الغسيل

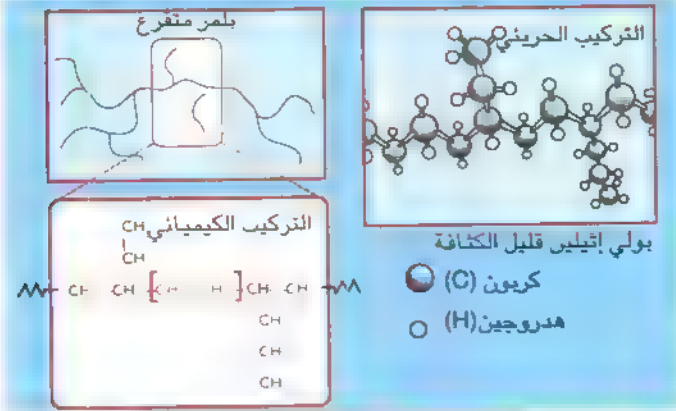
- تصنع مساحيق الغسيل التركيبية من البترول وحمض الكبريت.
- يدخل في تكوين مساحيق الغسيل أملاح الصوديوم والبوتاسيوم من سلسلة حمض ألكيل البنزين السلفوني alkyl benzene sulphonic acid الطويلة.
- تمتاز المساحيق التركيبية بقدرة أكبر على التنظيف من الصابون.
- المساحيق التركيبية أكثر انحلالاً بالماء من الصابون.
- تشكل مساحيق الغسيل الكثير من مشاكل تلوث الماء، وخطراً على الحياة المائية.
- يتم عمل التنظيف بالمساحيق عن طريق المعاملات السطحية surfactants.
- معظم مساحيق الغسيل لا تتحلل بالبكتيريا لذا فهي لا تعد صديقة للبيئة.



هل تعلم؟

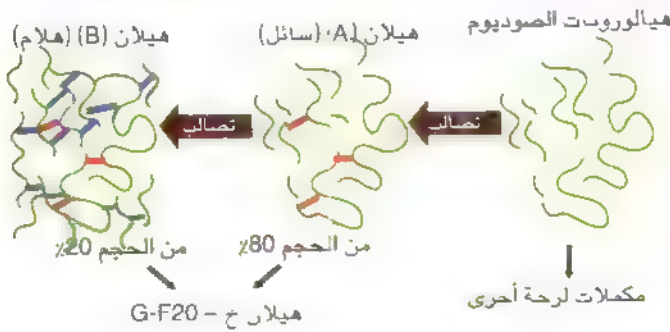
المقذبلات micelles هي مجموعة من البننى المركبة لعدة جزيئات صابون تحيط بالغبار والشحوم.

تتألف البوليمرات الخطية من سلسلة طويلة ومتتابعة من الموحودات البسيطة.



وتتألف البوليمرات المتفرعة من سلسلة من سلاسل أصغر تتفرع عن الخط الرئيس.

أما البوليمرات المتصالبة فلها بنية متشابكة مما يجعلها أقوى وأكثر مرونة.



البوليمرات المتجانسة والبوليمرات المشتركة

البوليمرات المتجانسة homopolymers هي بلمرات تتألف من نوع واحد من الموحودات. أما البوليمرات المشتركة copolymers فتحتوي أكثر من نوع واحد من الموحودات. ويمكن للبوليمرات المشتركة أن تكون طبيعية أو صناعية.

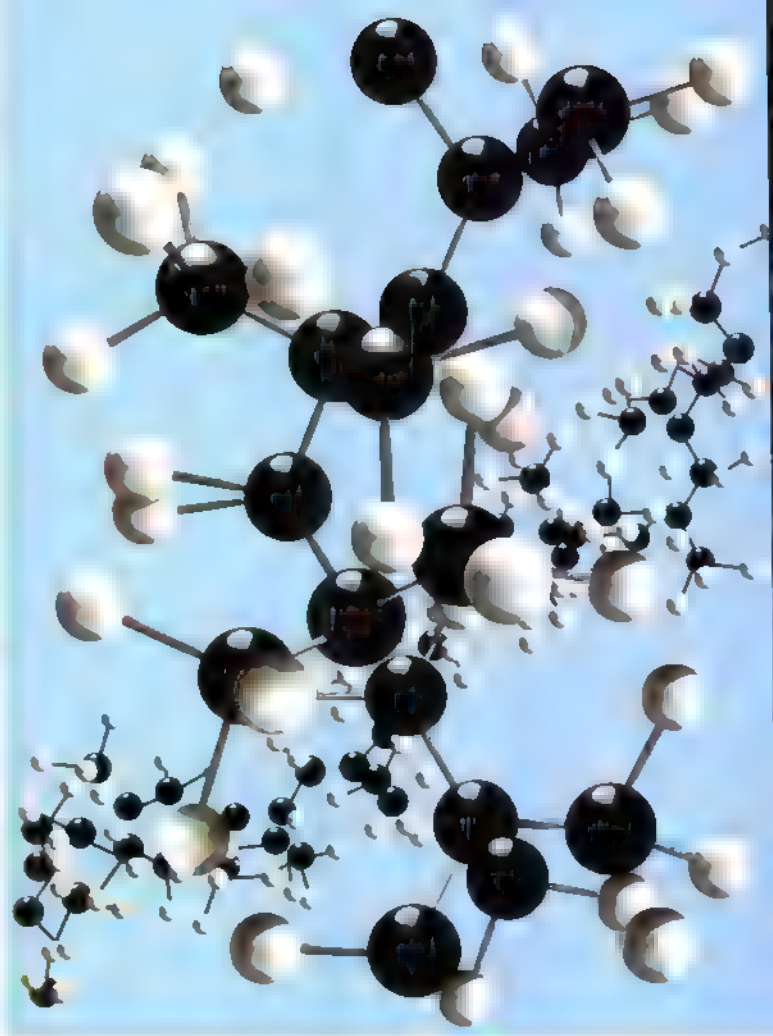
ومن أشهر أنواع البوليمرات المشتركة: مطاط الستايرين بوتادين SBR، ومطاط النتريل، وأكريلونتريل الستايرين، ولدائن أكريلونتريل ستايرين بوتادين ABS، وستايرين إيزوبرين ستايرين SIS واستات فينيل الإيثيلين.



فهاز نتريل للاستعمال الوحيد.

خواص البوليمرات

- تشكل عازلاً حرارياً وكهربائياً جيداً.
- مقاومة للمواد الكيميائية.
- خفيفة الوزن.
- سهولة التشكيل، ويمكن تحويلها إلى أي شكل.
- قوية ومرنة.
- يمكنها أن تلتحم ببعضها.

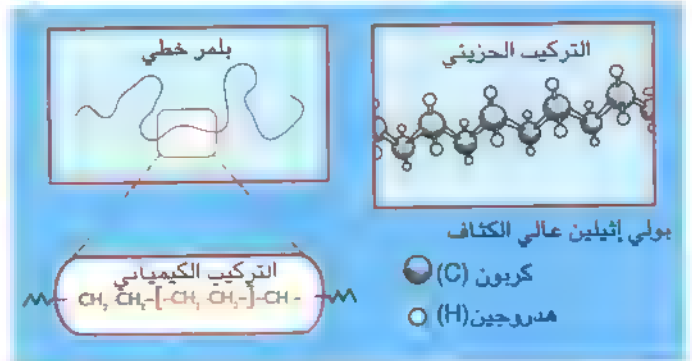


البوليمرات

البوليمرات polymers هي مركبات معقدة توجد بشكل طبيعي أو تصنع، وتتألف من جزيئات كبيرة. وتتألف كل من هذه الجزيئات الكبيرة من الكثير من الجزيئات الأصغر. تدعى الجزيئات الكبيرة بالجزيئات الكبيرة macropolymers، وتدعى الجزيئات الصغيرة بالموحودات monomers.

تصنيف البوليمرات حسب بنيتها

تصنف البوليمرات إلى ثلاث مجموعات بحسب بنيتها: البوليمرات الخطية linear، والبوليمرات المتفرعة branched، والبوليمرات المتصالبة cross-linked.





هل تعلم؟

المطاط rubber هو بلمر
لديه القدرة على العودة
إلى شكله الأصلي بعد
أن يُشد أو يجفد.



البلمرات المتجانسة.



البلمرات المشتركة.



البلمرة

تدعى العملية الكيميائية التي تضم عدة موحودات لتشكل بلمر أو مركب بلمري بالبلمرة polymerization. وتدعى كل قطعة مفردة من الموحود تدخل في تركيب البلمر بالوحدة المكررة repeat unit أو بقايا الموحود monomer residue.



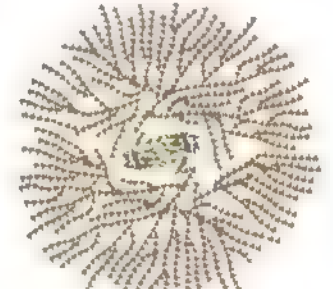
بلمرة الألكين حيث يعاد تشكيل كل رابطة مزدوجة لموحود الستايرين كرابطة مفردة لكل موحود ستايرين آخر لصنع البولي-ستايرين.

البلمر البيولوجي

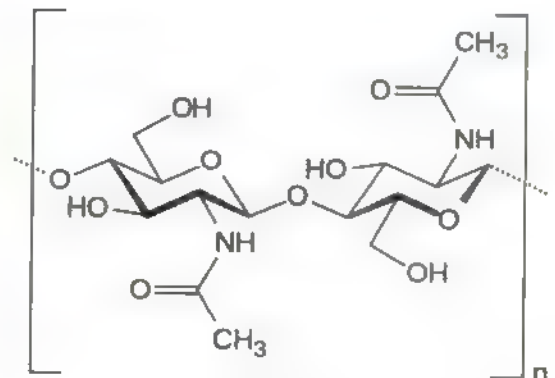
البلمرات البيولوجية biopolymers هي بلمرات تتألف من أشياء حية. وهي بلمرات قابلة للتحلل البيولوجي؛ لأن إنتاجها يعتمد على مواد نباتية أو حيوانية. ومن الأمثلة المعروفة على البلمرات البيولوجية النشاء والسيلولوز والبروتين والمطاط واللغنين والكيتين والجليكوجين والهميسيلولوز.



سبة اللغنين



سبة الغليكوجي



الكيتين

استخدامات البلمرات

من الاستخدامات الكثيرة للبلمرات:

- صناعة الأدوات الرياضية كالكرات والخوذ.
- صناعة قطع السيارات.
- تستخدم في الزراعة لتحسين صحة ونمو النبات.
- تستخدم في التطبيقات الطبية كصنع الصمامات الصناعية والأوعية القلبية.
- تدخل في تحسين التربة للحصول على منتج زراعي جيد.





اللدائن

اللدائن (أو المواد البلاستيكية) **plastics** مادة بلمرية تصنع من البترول بضم مركباته وفق نسب مختلفة. وتتألف هذه المركبات من سلاسل طويلة من الجزيئات تدعى البلمرات، وتعد اللدائن من أكثر المواد الصناعية فائدة.

خواص اللدائن

- يمكن تحويلها أو سكبها في مختلف الأشكال.
- اللدائن مواد صلبة ومتينة وطرية.
- لها ملمس مطاطي زلق.
- تتميز بالمرونة
- عازلة جيدة للحرارة والكهرباء
- خفيفة الوزن.
- صحية الاستخدام
- غير قابلة للصدأ
- سهلة التشكيل والتلوين



أشياء مصنوعة من اللدائن

الألياف

الليف fiber مادة طويلة ورفيعة وخيطية الشكل. وتتميز الألياف بالمرونة، ويمكن غزلها على شكل خيوط وأنسجة.

مجموعات الألياف

تقسم الألياف إلى فئتين رئيسيتين:

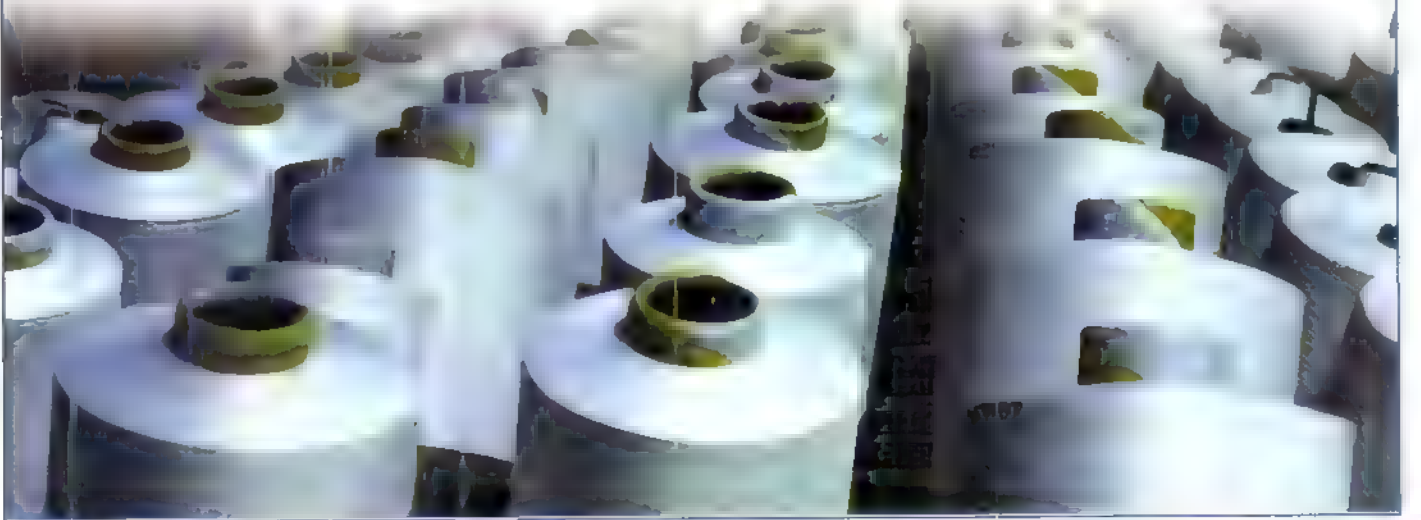
- الألياف الطبيعية natural fibers: وتضم الألياف النباتية والحيوانية، ومن أمثلتها: القنب والقطن والحريز.



- الألياف الصناعية synthetic fibers: وهي ألياف من صنع الإنسان كالنايلون والبوليستر والألياف الأكريلية.

الألياف المسترجعة

الألياف المسترجعة regenerated fibers هي ألياف مصنعة. وتعرف هذه الألياف بالألياف السللوزية لأنها مستخلصة من سلولوز القطن ولب الخشب. وتصنع الألياف المسترجعة من المواد الطبيعية بمعالجة هذه المواد لتشكل بنية ليفية. ومن الأمثلة على الألياف المسترجعة: الرايون، والأسيتات.



الليف الأكريلي

الليف الأكريلي acrylic fiber هو ليف تركيبى أو مصنّع. ويصنع الليف التركيبى من مادة بتروكيميائية تدعى أكريلونتريل acrylonitrile. يصنع من الليف الأكريلي خيوط رفيعة، ثم تقص هذه الخيوط ضمن أطوال متساوية شبيهة بصوف الحيوانات، ثم تغزل لتصنع منها الخيوط.

ويستخدم الليف الأكريلي كبديل للصوف؛ حيث تصنع منه الكنزات، وبذلات الرياضة، وبطانة الجزمات، والقفازات، وأقمشة الأثاث (لتنجيد الأرائك والقللطق) والسجاد.



استخدام الألياف

استخدامات الألياف كثيرة منها.

- صناعة الأقمشة التي تدخل في صنع الملابس والأسرة وما يماثلها.

- صناعة أثاث البيت من سجاد وستائر وتنجيد للأثاث.

- تدخل الألياف في الكثير من المنتجات الصناعية كمظلات القفز وخراطيم المطافئ والعوازل وبذلات رواد الفضاء.

- تستخدم الألياف طبيياً في صناعة الشرايين والأوتار الصناعية.



البوليستر

البوليستر polyester ليف قوي يستخدم على نطاق واسع في صنع الأقمشة. وقد شكل ألياف البوليستر لأول مرة مجموعة من العلماء البريطانيين هم: ج. ر. وينفيلد، و ج. ت. ديكسون، و و. ك. بيرتويتل، و ك. غ. ريتشي سنة 1941 وقد عرف البوليستر في البداية باسم التريلين terylene. وكان أول إنتاج



تجاري لمادة البوليستر من قبل شركة ديبون دو نيمور. والبوليستر مادة متينة سهلة الغسيل، سريعة التجفيف. وهي مقاومة للتلف الكيميائي والبيولوجي كالتعفنات. أما هذه الأيام فإن أشهر استخدامات البوليستر هي في إنتاج زجاجات ترفثالات البولي إيثيلين.

الكتان

الكتان linen ليف

نباتي يصنع من ساق نبات الكتان. وكان الكتان من أول الألياف التي استخدمها الإنسان لصنع الخيوط والأنسجة. استخدم



قدماء المصريين الكتان لصنع صداراتهم، كما استخدموا الكتان الثخين في صنع أشعة سفنهم. والكتان ناقل جيد للحرارة وذو قدرة امتصاص عالية يستخدم في صنع خيوط الحياكة وأربطة الأحذية، وخيوط تجليد الكتب، وخيوط صنارات الصيد، والمناديل القماشية، والمناشف ومفارش الطاولات، والملابس الداخلية، وقبّات وأكمام القمصان.

هل تعلم؟

القنب jute ليف نباتي طويل وطري، ويمكن غزله على شكل خيوط طويلة خشنة. ويستخدم القنب عموماً في صنع الأكياس والأنواع الرخيصة من الورق.



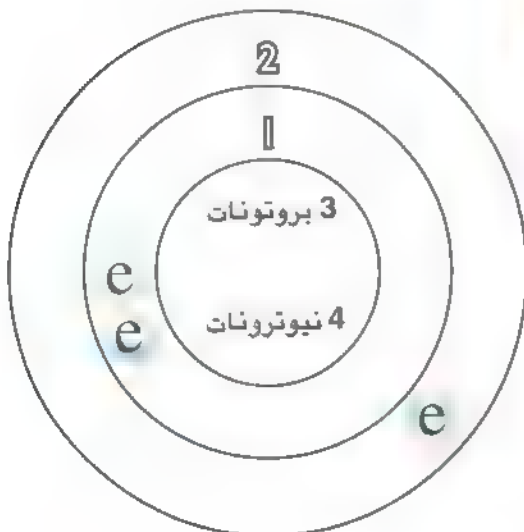
الليثيوم

الليثيوم **lithium** معدن قلوي، وهو أخف المعادن وزناً. وهو أحد العناصر المعدنية التي تنتمي إلى المجموعة 1 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر. يوجد الليثيوم في الأرض على شكل أحد فلزاته المعروفة كالبودومين **spudomene** والبتليت **petalite** واللبدوليت **lepidolite**.

نظرة سريعة

الرمز	Li
العدد الذري	3
الكتلة الذرية	6.94
درجة الذوبان	180.54 مئوية
درجة الغليان	1,335 مئوية
الكثافة	0.534 غرام / سم ³

البنية الذرية لليثيوم



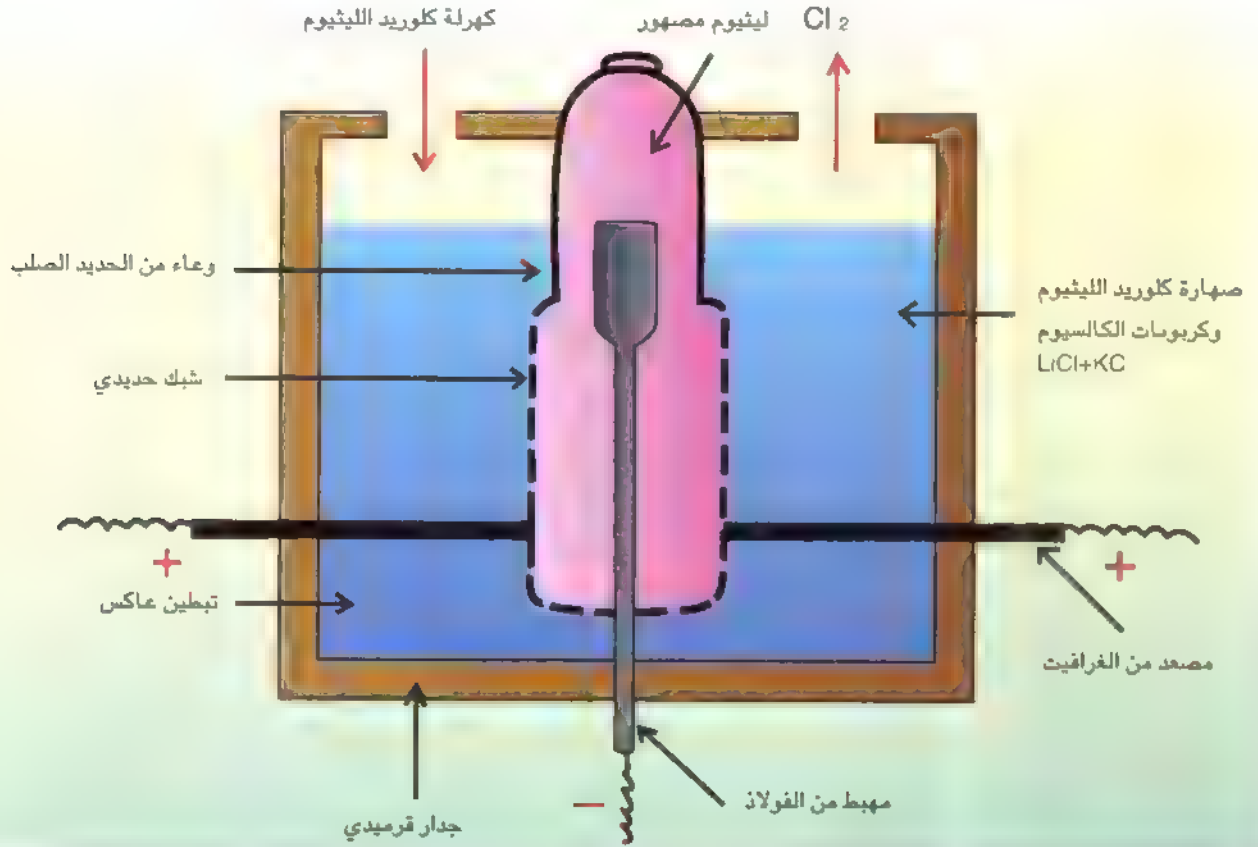
خواص الليثيوم

- معدن طري أبيض اللون مائل للفضي، وله بنية لماعة.
- قابل للطرق والشد.
- عنصر عالي النشاط.
- يطلق الليثيوم غاز الهيدروجين حين يعالج بالحمض.
- ويعطينا الليثيوم ماءات الليثيوم والهيدروجين حين يعالج بالماء.
- $2\text{Li} + 2\text{H}_2\text{O} \Rightarrow 2\text{LiOH} + \text{H}_2(\text{g})$
- يعطي الليثيوم ملح الليثيوم حين يعالج بالهالوجينات:
- $2\text{Li} + \text{Cl}_2 \Rightarrow 2\text{LiCl}$



استخراج الليثيوم

يحضر معدن الليثيوم بكهارة كلوريد الليثيوم المصهور. ففي البدء تحوّل مركبات الليثيوم إلى كلوريد الليثيوم، ثم يمرر عبرها تيار كهربائي؛ فيفصل المركب إلى معدن الليثيوم وغاز الكلور.

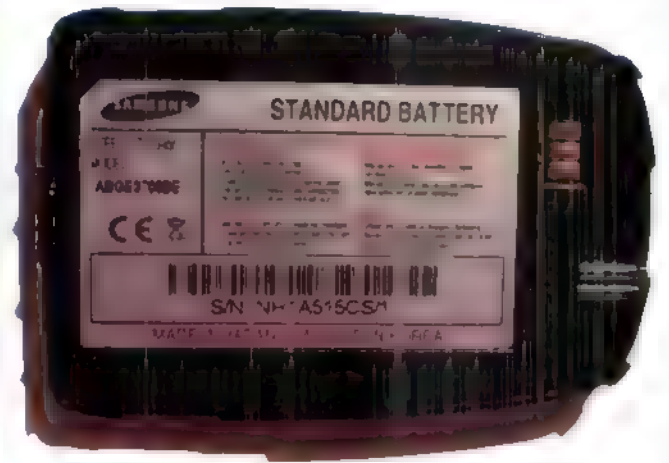


هل تعلم؟

بطاريات الليثيوم أخف وزناً من بطاريات الرصاص وحمض الكبريت وهي تقلل من إطلاق الرصاص والكاديوم السامين. وتستخدم بطاريات الليثيوم في آلات التصوير والحاسبات الصغيرة والألعاب الإلكترونية، وألعاب الأطفال المتحركة، والعربات العسكرية والفضائية.

اكتشاف الليثيوم

تم اكتشاف الليثيوم من قبل العالم السويدي يوهان آوغوست أرفودسون Johan August Arfwedson. وقد اكتشف هذا العنصر في فلز كان قد اكتشف قبل عشرين عاماً.



استخدامات الليثيوم

- يستخدم الليثيوم في إنتاج الألومنيوم.
- يدخل في صناعة الزجاج والشحوم وإنتاج السبائك.
- يستخدم في صناعة البطاريات الخفيفة العملية.
- له استخدام كعامل اختزال reduction agent.
- يستخدم طبياً في علاج النقرس وبعض الاضطرابات الذهنية.



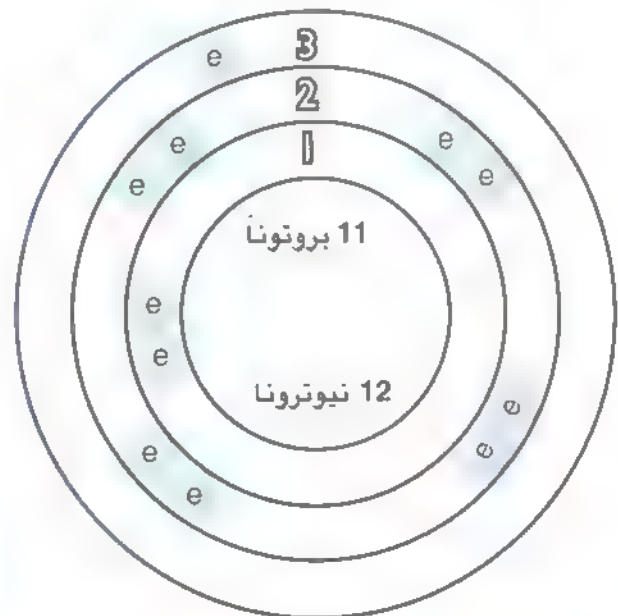
الصوديوم

الصوديوم sodium معدن قلوي نراه كل يوم من خلال مركباته. وهو يوجد دائماً في مركبات رسوبية تحت سطح الأرض. وأكثر مصادره المعروفة هي ملح الطعام أو كلوريد الصوديوم sodium chloride ويدعى أيضاً ملح الطعام الصخري rock salt. ويقع الصوديوم ضمن المجموعة 1 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر.

نظرة سريعة

الرمز	Na :
العدد الذري	11 :
الكتلة الذرية	22.98977 :
درجة الذوبان	97.82 مئوية :
درجة الغليان	881.4 مئوية :
الكثافة	0.968 غرام/سم ³ :

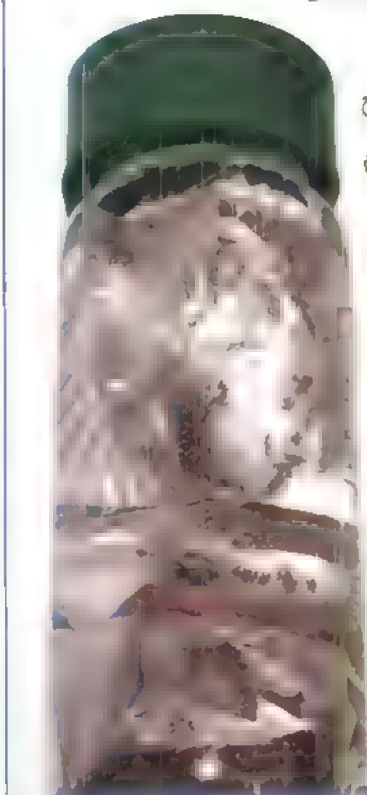
البنية الذرية للصوديوم

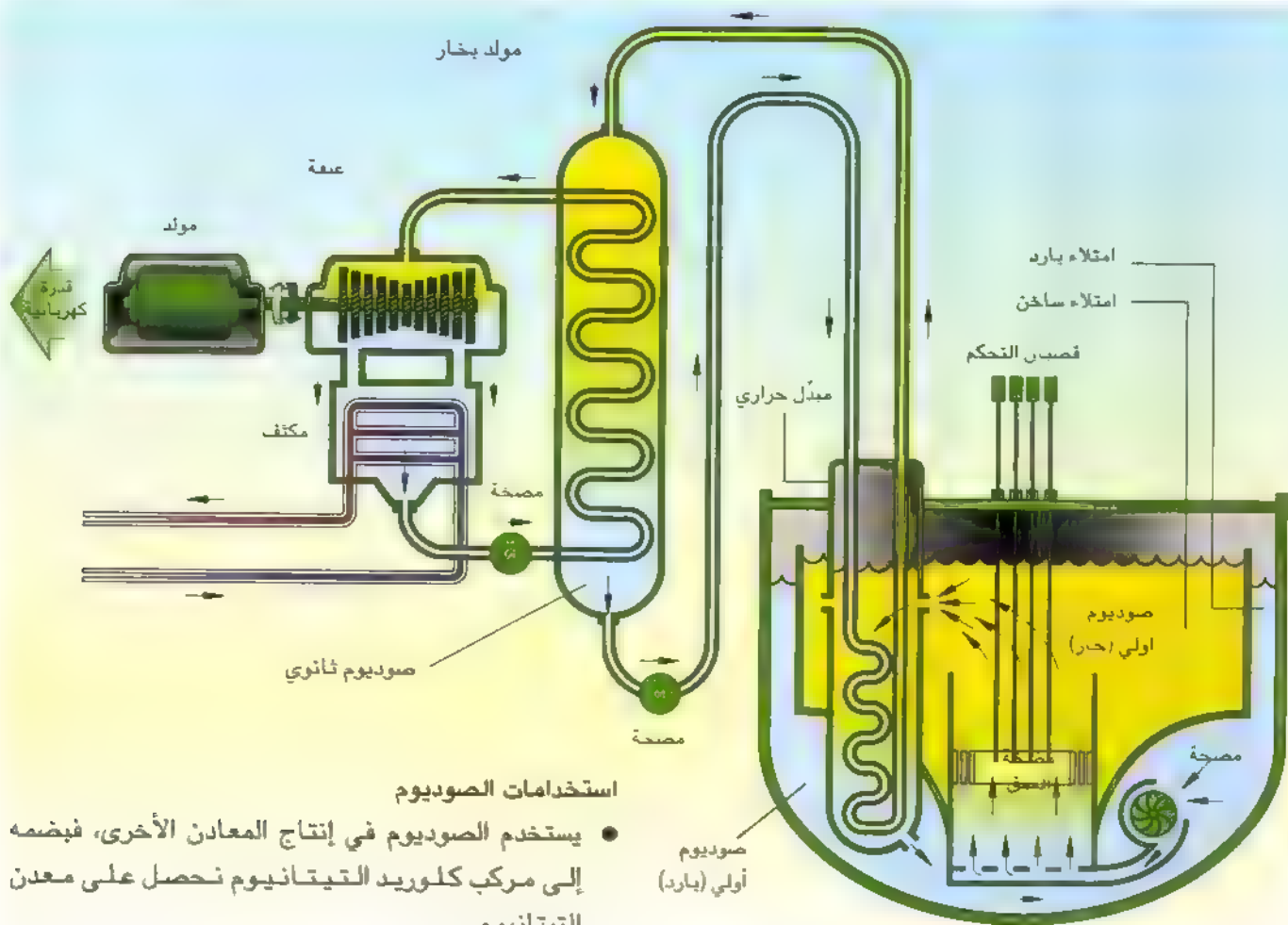


خواص الصوديوم

- لونه أبيض فضي.
- له شكل شمعي متألق.
- قابل للتطريق وشديد التفاعل.
- ناقل جيد للكهرباء
- يشكل الصوديوم أملاح الصوديوم حين ينضم إلى الهالوجينات
- ينتج عن احتراق الصوديوم أكسيد الصوديوم ويبروكسيد

الصوديوم:





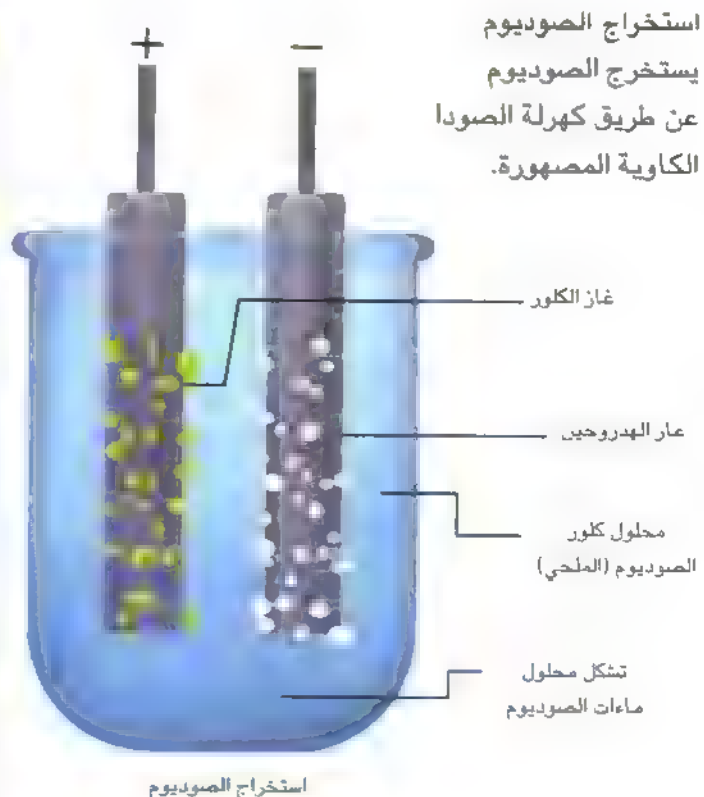
مفاعل نووي سريع مبرد بالصوديوم

استخدامات الصوديوم

- يستخدم الصوديوم في إنتاج المعادن الأخرى، فبضمه إلى مركب كلوريد التيتانيوم نحصل على معدن التيتانيوم.
- يستخدم الصوديوم في صناعة مركبات بيروكسيد الصوديوم وسيانيد الصوديوم وأميدات الصوديوم.
- يستخدم الصوديوم أيضاً كعامل اختزال قوي في المخابر.
- يستخدم الصوديوم كمبرد في بعض المفاعلات النووية.

هل تعلم؟

ملح الطعام أو كلوريد الصوديوم هو من أشهر مركبات الصوديوم، ويستخدم لإضفاء النكهة على الطعام.



استخراج الصوديوم

اكتشاف الصوديوم

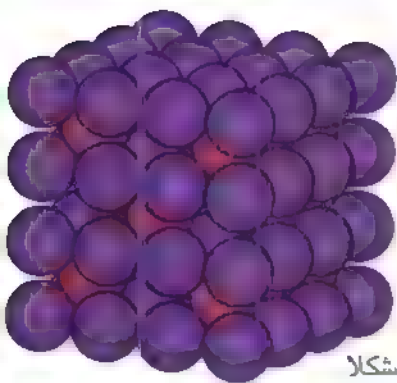
كان السير همفري ديفي
Sir Humphry Davy
أول من عزل معدن
الصوديوم سنة 1807

السير همفري ديفي



البوتاسيوم

البوتاسيوم potassium معدن قلوي، وأحد أنشط المعادن. وهو يوجد دائماً ضمن مركبات مع الكثير من المعادن.



خواص البوتاسيوم

- معدن طري أبيض فضي قابل للطرق.
- يمكنه الطوفان على الماء.
- شديد التفاعل، ويمكنه أن يتفاعل فوراً مع الهواء مشكلاً أكسيد البوتاسيوم.

- يطلق غاز الهيدروجين حين يعالج مع الماء:



- يشكل أكسيد البوتاسيوم حين يحترق في الهواء:



- يشكل أملاح البوتاسيوم حين تضاف إليه الهالوجينات



ملح البوتاسيوم



نظرة سريعة

K	الرمز
19	العدد الذري
39.0983	الكتلة الذرية
63 مئوية	درجة الذوبان
770 مئوية	درجة الغليان
0.862 غرام/سم ³	الكثافة

البنية الذرية للبوتاسيوم



يستخدم البوتاسيوم في محطات الطاقة النووية

هل تعلم؟

البوتاسيوم هو ثاني أخف المعادن بعد الليثيوم.

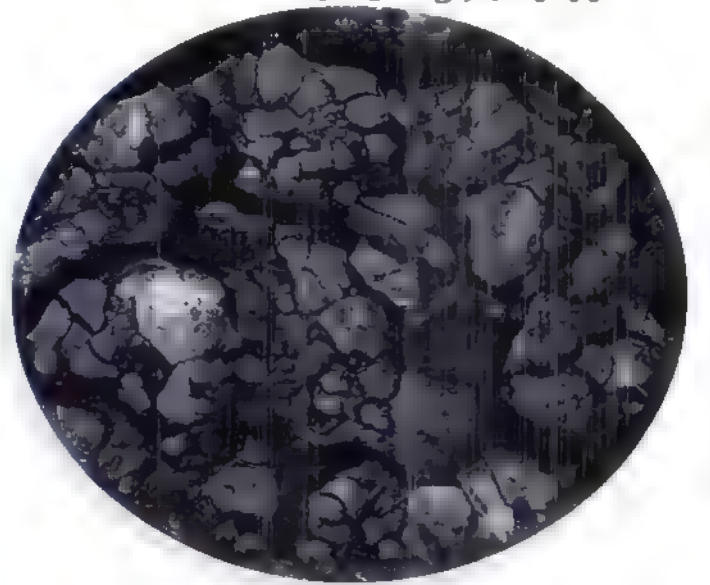
اكتشاف البوتاسيوم
اكتشف السير همفري ديفي البوتاسيوم سنة 1807؛ بـكهرلة
ماءات البوتاسيوم المصهورة.

السير همفري ديفي



استخدامات البوتاسيوم

- يستخدم البوتاسيوم كعامل اختزال قوي.
- كما يستخدم كوسيط تبادل حراري في محطات الطاقة الذرية. ويعمل وسيط التبادل الحراري على التقاط الحرارة ونقلها إلى مكان آخر.



استخراج البوتاسيوم
حين تضاف كربونات البوتاسيوم إلى الفحم الحجري نحصل
على معدن البوتاسيوم



المغنيزيوم

المغنيزيوم magnesium عنصر أرضي قلوي ينتمي إلى المجموعة 2 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر. يوجد المغنيزيوم في القشرة الأرضية، وفي ماء البحر، وفي الفلزات الموجودة في الطبيعة كالدولوميت والمغنيزيت والكارناليت والإيسوميت.

نظرة سريعة

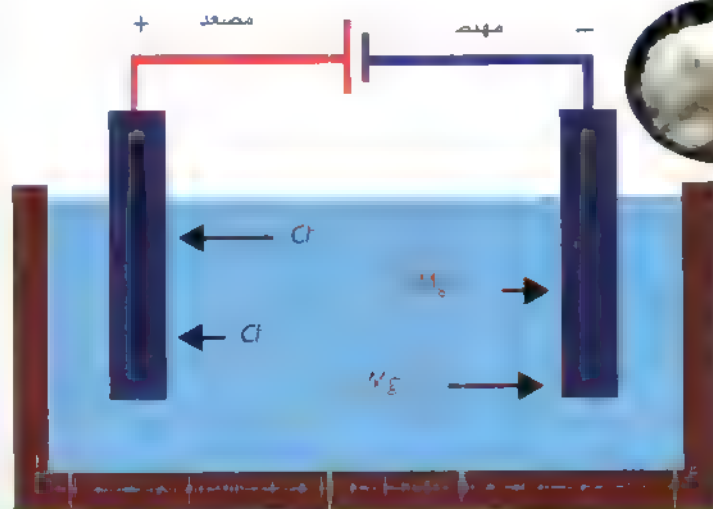
Mg	·	الرمز
12	:	العدد الذري
24.305	:	الكتلة الذرية
651	:	نقطة الذوبان
107	:	نقطة الغليان
1.7	:	الكثافة

البنية الذرية للمغنيزيوم



كهرلة كلوريد المغنيزيوم

كلوريد المغنيزيوم



خواص المغنيزيوم

- معدن قاس أبيض فضي.
- من أصلب وأخف المعادن.
- قابل للطرق والشد.
- يمكن تشكيله وقلبه وثنيه.
- ناقل جيد للحرارة والكهرباء.
- يحترق بسرعة عند تماسه مع الهواء مطلقاً لهيباً أبيض
- يتفاعل المغنيزيوم بسرعة مع اللا معادن والكثير من المركبات.
- يطلق الهيدروجين عندما يمزج مع الحموض الممددة:





استخدامات المغنيزيوم

- يستخدم المغنيزيوم في إنشاء المباني والجسور والسيارات والطائرات.
- يستخدم معدن المغنيزيوم في مصابيح الفلاش في الكاميرات
- يستخدم في الألعاب النارية، حيث يتوهج بأضواء بيضاء لامعة عند فرقعته.
- تصنع الكثير من السبائك بمزج المغنيزيوم مع معادن أخرى.

هل تعلم؟

مع كونه معدناً صخرياً، إلا أن 300 عملية بيولوجية في جسم الإنسان تحتاج إلى المغنيزيوم

اكتشاف المغنيزيوم

اكتشف باسي Bussy المغنيزيوم سنة 1828. ولكن السير همفري ديفي كان قد عزله سابقاً في سنة 1808 كمعدن غير نقي.

السير همفري ديفي



آلة تصوير كوداك تستخدم المغنيزيوم في ضوء الوامض (الفلاش)

استخراج المغنيزيوم

(1) تعتمد إحدى الطرائق على كهرة كلور المغنيزيوم اللامائي لإنتاج المغنيزيوم



(2) يمكن إنتاج المغنيزيوم بتسخين أكسيد المغنيزيوم مع الكربون حتى درجة حرارة 1000 مئوية.

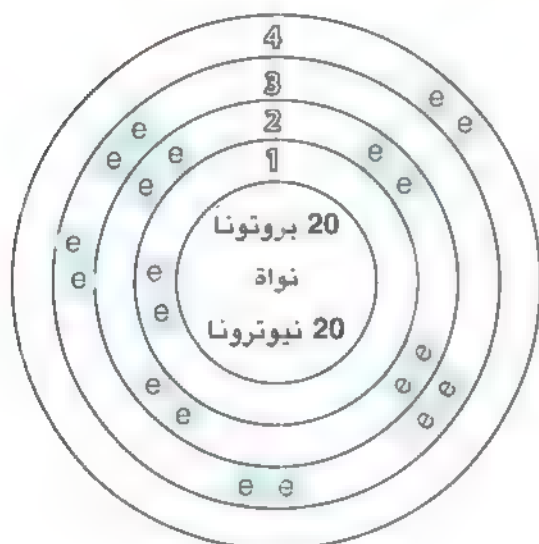


الكالسيوم



الكالسيوم **calcium** معدن قلوي أرضي ينتمي إلى المجموعة 2 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر. ويوجد الكالسيوم دائماً على شكل مركب، وأشهر مركباته: كربونات الكالسيوم **calcium carbonate**. ومن المركبات الأخرى الأراغونيت والكالسيت والحوار، والحجر الجيري، والرخام، والترافرتين. يوجد الكالسيوم أيضاً في أصداف المحار، وفي المرجان.

البنية الذرية للكالسيوم



نظرة سريعة		
الرمز	:	Ca
الرقم الذري	:	20
الكتلة الذرية	:	40.08
نقطة الذوبان	:	850 مئوية
نقطة الغليان	:	1.440 مئوية
الكثافة	:	1.54 غرام/سم ³

خواص الكالسيوم

- معدن طري ذو مظهر فضي لامع.
- عنصر متوسط التفاعل.
- يشكل أكسيد الكالسيوم بالتفاعل السريع مع الأكسجين:

$$2\text{Ca} + \text{O}_2 \Rightarrow 2\text{CaO}$$
- ينتج الكالسيوم ماءات الكالسيوم والهيدروجين عند ضمه إلى الماء

$$\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \Rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2$$

الأراغونيت، أحد مركبات الكالسيوم



اكتشاف الكالسيوم

اكتشف الكيميائي الإنكليزي همفري ديفي معدن الكالسيوم بشكله النقي؛ حين مرر تياراً كهربائياً في كلور الكالسيوم المذاب.

السر همفري ديفي

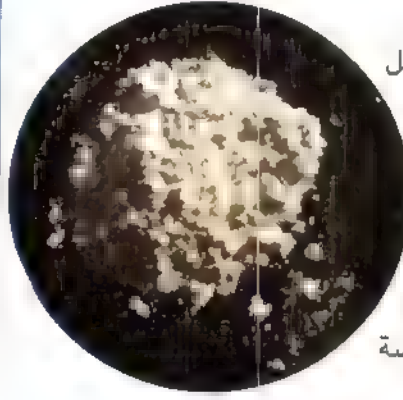


الحجر الجيري



هل تعلم؟

تشكل عظام الإنسان وأسنانه 99% من الكالسيوم الموجود في جسمه.



كربونات الكالسيوم

- استخدامات الكالسيوم
- يستخدم الكالسيوم كعامل اختزال وعامل تجفيف dehydration agent.
- كذلك يستخدم الكالسيوم في صنع سبائك الرصاص.
- يستخدم مركب كربونات الكالسيوم مضاد للحموضة antacid.
- يستخدم الكالسيوم كمادة تعمل على إزالة المواد الكيميائية غير المرغوبة من الجسم.



نحيس

استخراج الكالسيوم

يعد الحجر الجيري limestone والجص (أو الجبس) gypsum وفلزات أخرى من أكثر أشكال الكالسيوم استخداماً، وهي تستخرج من المناجم الموجودة في الأرض.

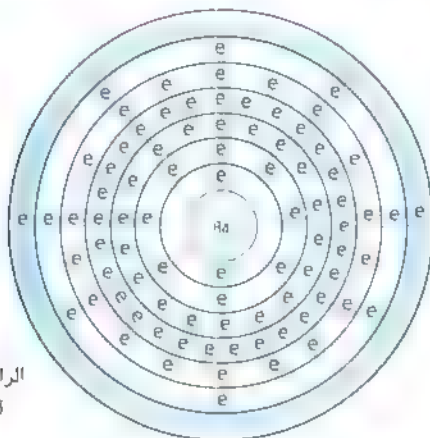


الراديوم

الراديوم radium عنصر مشع ينتمي إلى المجموعة 2 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر. وهو أثقل المعادن القلوية الأرضية.

سمات الراديوم

Ra	:	الرمز
88	:	العدد الذري
226.0254	:	الكتلة الذرية



الراديوم
88

الخواص الكيميائية

- يتحد الراديوم مع معظم اللا معادن بما فيها الأكسجين والكلور والفلور والنيتروجين
- كذلك يتفاعل الراديوم مع الحموض مطلقاً غاز الهيدروجين.

الخواص الفيزيائية

- الراديوم عنصر مشع في الطبيعة
- يكون لونه أبيض فضياً حين يقطع حديثاً، ولكنه يصبح أسود بعد تعرضه للهواء.
- الراديوم النقي وبعض مركباته متألقة.



هل تعلم؟

إن التعرض الكثير للراديوم يمكن أن يزيد من خطر الإصابة بسرطانات العظام والكبد والثدي.

نظائر الراديوم

فيما يلي نظائر الراديوم.

الراديوم 223

الراديوم 224

الراديوم 226

الراديوم 228

اكتشاف الراديوم

اكتشف الكيميائيان الفرنسيان

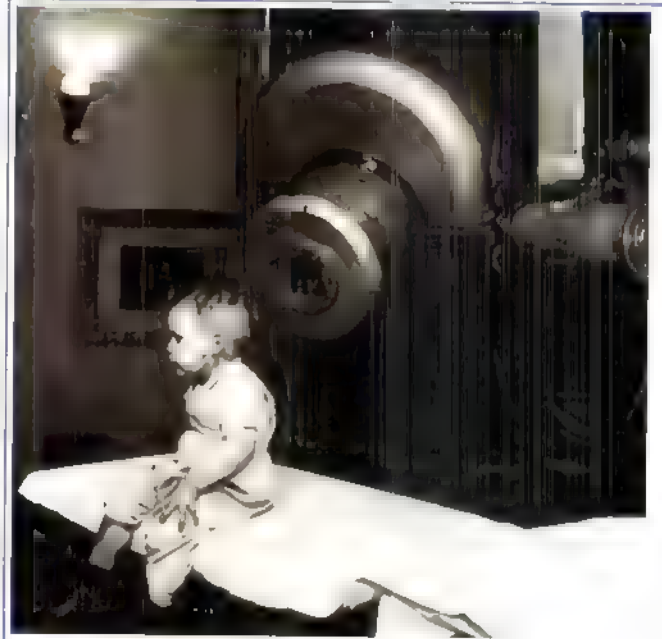
ماري كوري Marie Curie

وبير كوري Pierre Curie

الراديوم سنة 1898. وقد

اكتشفاه في خلطة القار التي

جلبت من شمال بوهيميا.



العلاج بالإشعاع



جهاز العلاج بالإشعاع

استخدامات الراديوم

- يطلق الراديوم أشعة قوية. وتستخدم هذه الأشعة طبياً لعلاج مرضى السرطان، كما يمكن استخدامها لعلاج أمراض أخرى.
- الرادون radon هو أحد منتجات تحلل الراديوم، ويستخدم في المعالجة بالإشعاع.
- يدخل الراديوم في تركيب الطلاء المتألق الذي يستخدم في الكثير من عقارب الساعات، ولوحات العدادات في الطائرات، وفي الأدوات العسكرية، والبوصلات.
- يستخدم الإشعاع الناتج عن الراديوم في دراسة تركيب المعادن واللدائن والمواد الأخرى.

مدام كوري تجري اختباراً



المنغنيز

المنغنيز **manganese** معدن انتقالي ينتمي إلى المجموعة 7 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر. ويوجد المنغنيز دائماً في حالة اتحاد مع الأكسجين أو العناصر الأخرى. ومن أكثر فلزات المنغنيز انتشاراً البيرولوزيت، والمنغنيت، والسيلوميلان، والرودوكروزييت.



نظرة سريعة

الرمز	Mn	:
العدد الذري	25	:
الكتلة الذرية	54.9380	:
نقطة الذوبان	1244 مئوية	:
نقطة الغليان	2040 مئوية	:
الكثافة	7.4 غرام/سم ³	:

خواص المنغنيز

- معدن رمادي اللون كالفلوئذ، وهو قاسٍ ولَمَّاع.
- معدن قصيف أو سهل الكسر.
- يوجد في أشكاله التأصلية الأربعة التي تتغير بارتفاع درجة الحرارة.
- معتدل النشاط.
- يشكل ثنائي أكسيد المنغنيز حين يتحد ببطء مع الأكسجين في الهواء:



- يطلق غاز الهيدروجين عندما يُحل في معظم الحوامض.
- يشكل المنغنيز ثنائي فلوريد

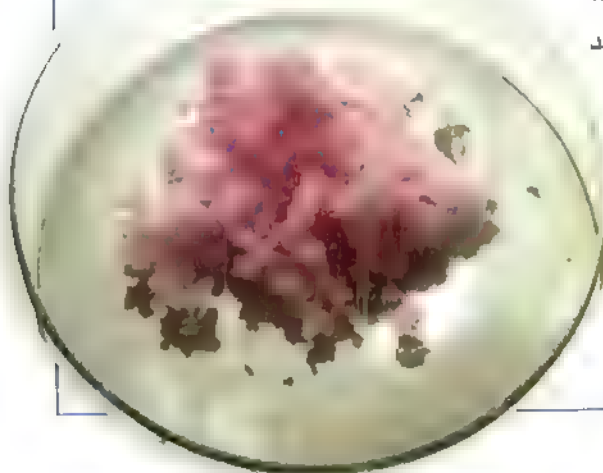
المنغنيز MnF_2 ،

وثنائي كلوريد

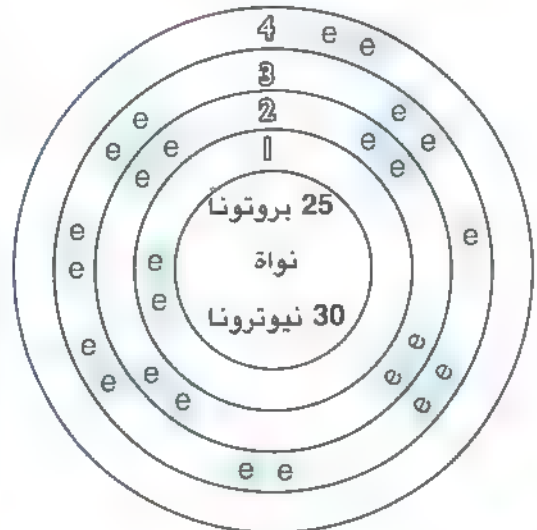
المنغنيز MnCl_2 ،

عندما يتحد مع

الهالوجينات.



البنية الذرية للمنغنيز.



هل تعلم؟

المعادن الانتقالية transition metals هي معادن قاسية جداً ذات قدرة عالية على نقل الكهرباء. وتنتمي إلى مجموعة المعادن الانتقالية عدة عناصر.

اكتشاف المنغنيز

اكتشف عالم التعدين

السويدي يوهان

غوتليب غان

Johann

Gottlieb

Gahn

المنغنيز

سنة 1774.



يوهان غوتليب
غان



استخدامات المنغنيز

- يستخدم المنغنيز كمزيل للاستقطاب depolarizer في الخلايا الجافة (البطاريات)، عندما يكون بشكل ثنائي أكسيد المنغنيز
- يستخدم المنغنيز في صنع السبائك.
- كما يستخدم ككاشف كيميائي reagent جيد عندما يكون بشكل برمنغنات البوتاسيوم potassium permanganate.



استخراج المنغنيز

ينتج المنغنيز النقي بتسخين ثنائي أكسيد المنغنيز MnO_2 مع الكربون أو الألومنيوم؛ مما يزيل الأكسجين، ويترك المعدن الصافي.



الحديد

الحديد iron هو

أكثر المعادن

استخداماً. ويوجد

الحديد في الطبيعة

على شكل فلزات

كالهماتيت والليمونيت

والماغنيتيت والسيدريت.

ويقع ضمن المجموعة 8 من

مجموعات الجدول الدوري

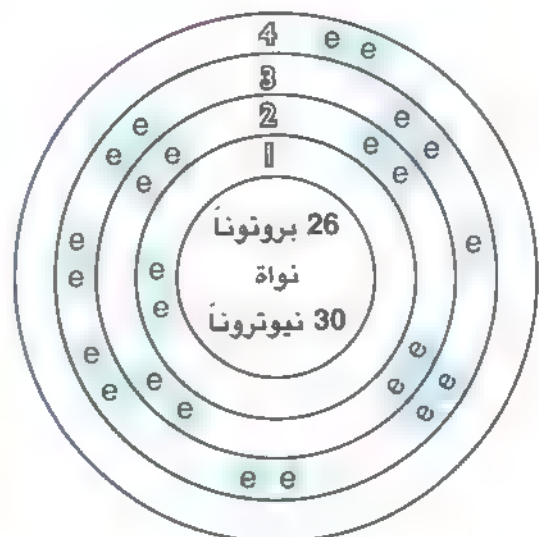
للعناصر.



نظرة سريعة

Fe :	الرمز
26 :	العدد الذري
56 :	الكتلة الذرية النسبية
1535 درجة مئوية :	نقطة الذوبان
2750 درجة مئوية :	نقطة الغليان
7.8 غرام/سم ³ :	الكثافة النسبية

البنية الذرية للحديد



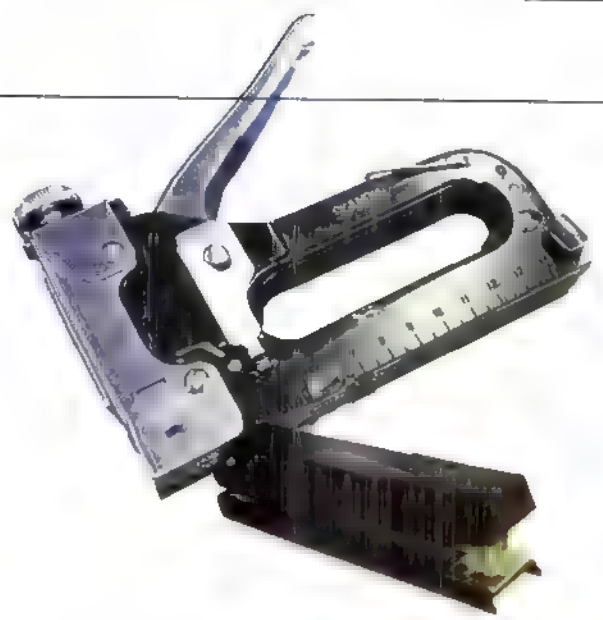
خواص الحديد

- لونه أبيض فضي أو رمادي.
- قابل للشد والطرق.
- ناقل جيد للحرارة والكهرباء.
- ذو طبيعة مغناطيسية.
- الحديد معدن نشط يتحد مع الهالوجينات والكبريت والفوسفور والكربون والسيليكون.
- يحترق الحديد مع الأكسجين فيشكل أكسيد حديدوز الحديدك (ferrosoferic oxide (Fe_3O_4)).



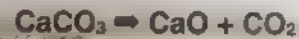
استخدامات الحديد

- للحديد استخدامات كثيرة ومختلفة، منها
- صناعة الفولاذ والسبائك، وهي مواد مهمة في الأعمال الإنشائية والصناعية.
- استخدم الحديد لأغراض تزيينية وكسلاح منذ أقدم العصور.
- يستخدم الحديد في صنع العربات كالسيارات والشاحنات والحافلات.
- يستخدم في صناعة الطائرات والسفن الحربية.
- ويدخل في صناعة الحاسبات.
- ويستخدم كذلك في صناعة مستلزمات المكتب كالدبابيس والمسامير ومشابك الورق.



استخراج الحديد

- يستخرج الحديد بعملية الاختزال في الفرن العالي (أو فرن النسف) blast furnace.
- يسكب فلز الحديد (الهيماتيت) وفحم الكوك (C) والحجر الجيري (CaCO_3) في الفرن العالي الذي تدفع فيه دفعات من الهواء الساخن.
- يحدث في الفرن تفاعل مطلق للحرارة، وينتج عنه غازي ثنائي أكسيد الكربون (CO_2) وأول أكسيد الكربون (CO).
- يعد أول أكسيد الكربون عامل اختزال يحول فلز أكسيد الحديد إلى حديد مصهور.
- يزيل الحجر الجيري الشوائب من الفلز، ويتحلل في الفرن منتجاً الحديد.



اكتشاف الحديد

اكتُشف الحديد منذ غابر العصور في ما يسمى عصر الحديد Iron Age حين استخدمه الإنسان لأول مرة.



هل تعلم؟

الهيماتيت hematite هو أكثر فلزات الحديد انتشاراً، ويستخدم في صنع الخزف والحلي الأخرى.

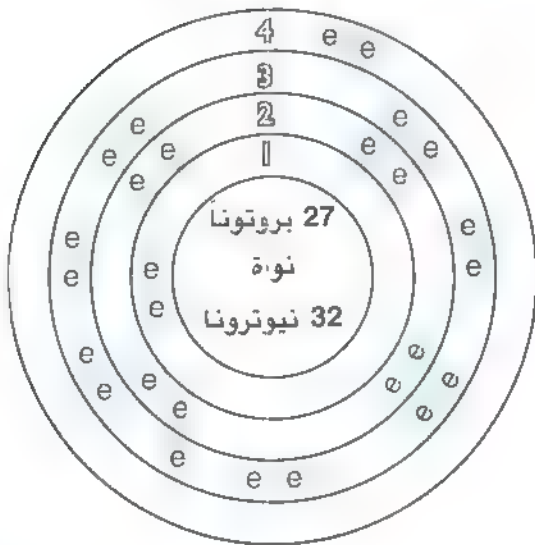


الكوبالت

يعد الكوبالت cobalt من المعادن الانتقالية، وهو أحد المعادن ذات الطبيعة المغناطيسية. ويوجد على شكل فلزات الكوبالتيت والسمالكيت والإريثريتان.

ويقع الكوبالت ضمن المجموعة 9 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر.

البنية الذرية للكوبالت

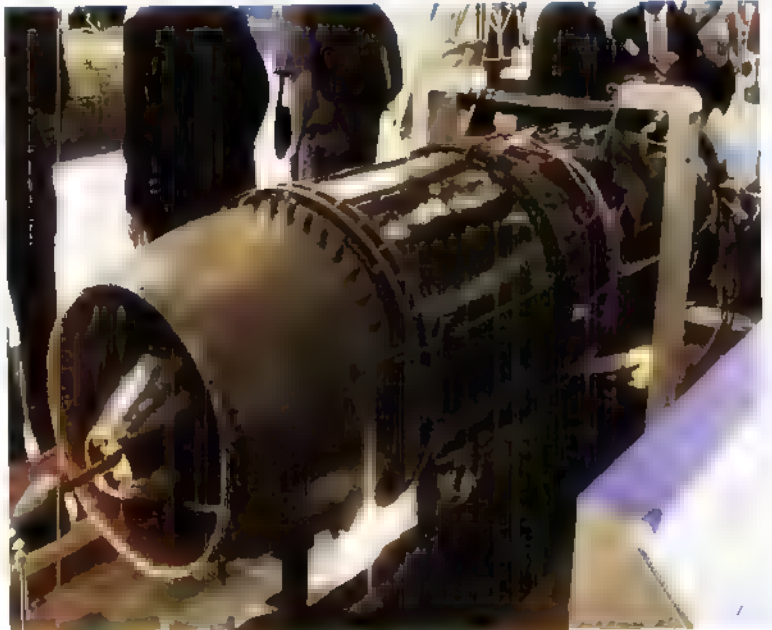


نظرة سريعة

Co	:	الرمز
27	:	العدد الذري
58.9332	:	الكتلة الذرية
1495 درجة مئوية	:	نقطة الذوبان
2870 درجة مئوية	:	نقطة الغليان
8.86 غرام/سم ³	:	الكثافة

استخدامات الكوبالت

- يستخدم الكوبالت في التصفية الكهربيّة electroplating، وفي صنع البطاريات.
- يستخدم في صناعات الخزف والزجاج والسيراميك لإضفاء الألوان الزرقاء والخضراء إليها.
- يستخدم في صناعة الدهانات كمادة مجففة للدهان والورنيش.
- يسبك الكوبالت مع الألمنيوم والنيكل والحديد لصنع مغناطيسات تستخدم في أجهزة المذياع والتلفاز والكثير من الوسائل الإلكترونية الأخرى.
- يستخدم الكوبالت في عمليات ثقب وقطع الأدوات.
- يستخدم الكوبالت في عنفات الغاز gas turbines والمحركات النفاثة jet engines، لأنه قادر على مقاومة درجات الحرارة العالية.



اكتشاف الكوبالت

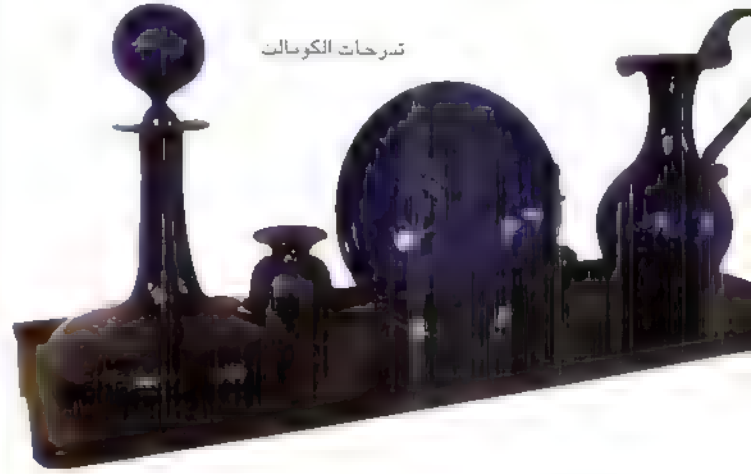
اكتشف الكوبالت على يدي عالم الكيمياء السويدي جورج برانت George Brandt سنة 1737.



جورج برانت

خواص الكوبالت

- لونه أبيض فضي.
- وهو معدن قصف قاس.
- يوجد في أملاحه على شكل حالتي أكسدة.
- قابل للشد والطرق
- وهو عنصر نشط كيميائياً؛ حيث يتحد مع العناصر الأخرى ليشكل مركبات أخرى مختلفة كالأملح والأكسيدات.



تدرجات الكوبالت

استخراج الكوبالت

- تسخن فلزات الكوبالت

في البداية لإنتاج

أكسيد الكوبالت، ثم

يسخن أكسيد الكوبالت

مع الألمنيوم لاستخلاص

المعدن النقي.

- كذلك يتم تحويل أكسيد الكوبالت إلى كلوريد الكوبالت.

- يمرر في كلوريد الكوبالت المصهور تيار كهربائي لاستخلاص

العنصر البقي منه

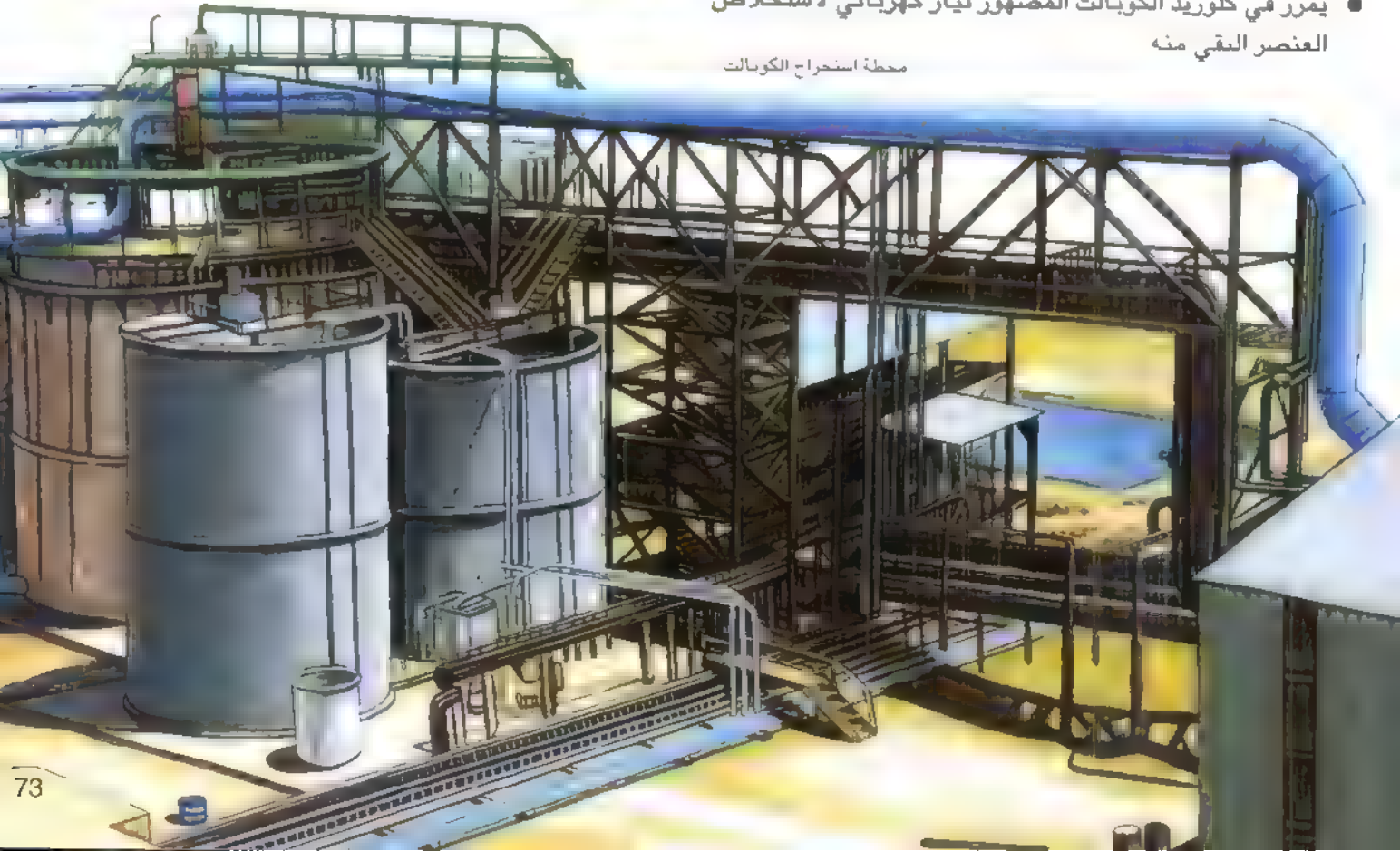


كلوريد الكوبالت

هل تعلم؟

الكوبالت-60 هو أحد أكثر نظائر الكوبالت استخداماً. وهو مصدر مهم لأشعة غاما Gamma rays، ويستخدم في علاج السرطانات وأمراض أخرى.

محطة استخراج الكوبالت



النكل

النكل Nickel عنصر كيميائي يوجد بكثرة في النيازك. وهو من أكثر العناصر الشائعة على الأرض حيث يمثل 6% من لب الأرض. ويوجد النكل في فلزات البنتلانديت والبيروتيت والغارنيريت. ويقع النكل ضمن المجموعة 10 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر.



قطعة من النكل

الرمز	:	Ni
العدد الذري	:	28
الكتلة الذرية	:	58.69
نقطة الذوبان	:	1.555 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	2.835 درجة مئوية
الكثافة	:	8.90 غرام/سم ³

نظرة سريعة

البنية الدرية للنكل



استخدامات النكل

يستخدم النكل على نطاق واسع في صنع السبائك، وفي صنع العنفات الغازية وأقسام المحركات النفاثة. كما يستخدم في صنع البطاريات التي تستخدم في الكثير من الأجهزة مثل مشعلات الأقراص المضغوطة CD players ومسجلات الجيب pocket recorders وكاميرات الفيديو والهواتف والحاسوب المحمول.

ويستخدم النكل أيضاً

في التصفيح

الكهربائي،

وفي صناعة

الآليات الثقيلة

والأحواض الواسعة التي

تطبق فيها مختلف التفاعلات

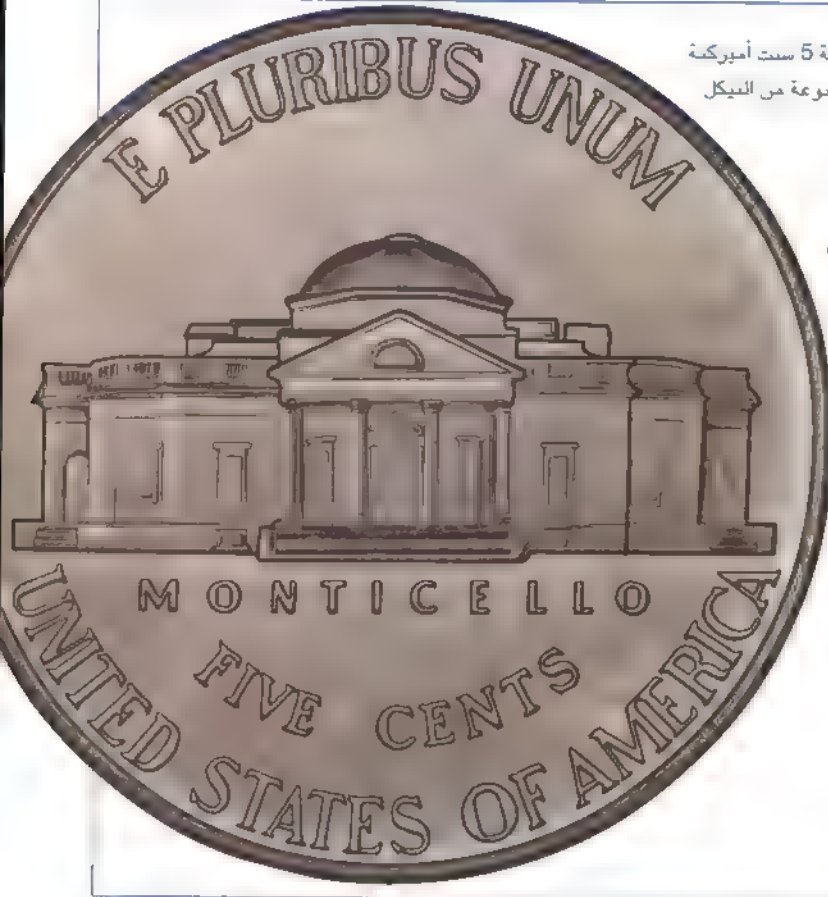
الكيميائية، ويدخل النكل في

تركيب بعض العملات المعدنية



خليطة نكل ووسديت
(كربونات الديوم)

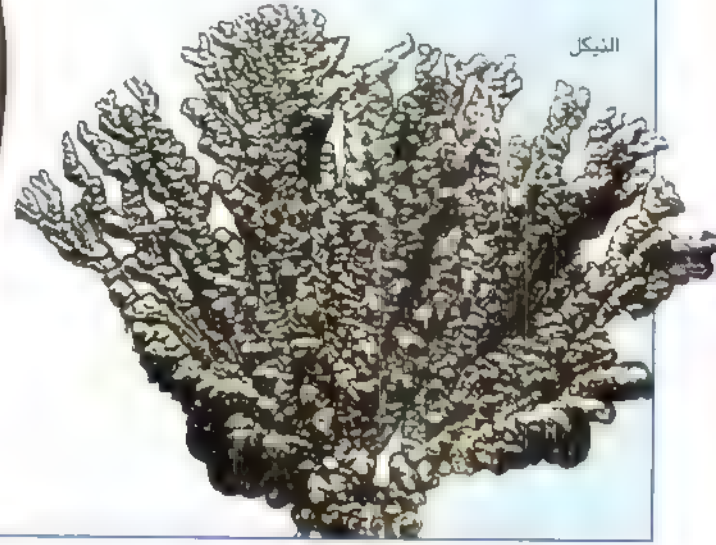




قطعة 5 سنت أميركية
مصنوعة من النيكل

خواص النيكل

- معدن قاسٍ أبيض فضي.
- قابل للشد والطرق.
- مقاوم للتآكل
- يحترق النيكل مع الأكسجين مشكلاً أكسيد النيكل NiO.
- ناقل متوسط للكهرباء والحرارة.



النيكل

اكتشاف النيكل

استخدم النيكل منذ زمن بعيد في الصين، في حوالي سنة 235 ق.م. استخدم الصينيون القدماء النيكل مع التوتياء لصناعة أوانيهم المنزلية وما شابهها. ثم اكتشفه بوصفه عنصراً في الطبيعة الكيميائي السويدي البارون أكسل فريدريك كرونستيد Baron Axel Frederic Cronstedt في استوكهولم، السويد، سنة 1751.

استخراج النيكل

- تسخن في البداية فلزات النيكل التي تحوي على كبريتيد النيكل Nickel sulfide.
- يحول التسخين كبريتيد النيكل إلى أكسيد النيكل.
- ثم يعالج أكسيد النيكل بمواد كيميائية لإزالة الأكسجين منه.

هل تعلم؟

يسبك النيكل مع المعادن الأخرى لتقسيطها وزيادة مقاومتها. وهو يدخل في سبائك مع الفولاذ لصنع الصفائح المدرعة armored plates والقناطر المعمارية vaults وأقسام الآلات.



الاستخراج بالتعدين السطحي

النحاس

النحاس copper من أقدم العناصر المعروفة والمستخدم على نطاق واسع. ويوجد النحاس بشكل طبيعي في الصخور والتربة والماء والترسبات والهواء. وينتمي النحاس إلى المجموعة 11 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر.

نظرة سريعة

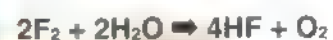
الرمز	:	Cu
العدد الذري	:	29
الكتلة الذرية	:	63.546
نقطة الذوبان	:	1.083 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	2.595 درجة مئوية
الكثافة	:	8.96 غرام/سم ³

البنية الذرية للنحاس



خواص النحاس

- لونه أحمر مائل للبنّي.
- النحاس معدن طري.
- قابل للشد والطرق.
- ناقل جيد للحرارة والكهرباء.
- يسكن النحاس إلى درجة الاحمرار ويتأكسد ببطء مشكلاً أكسيد النحاسوز cuprous oxide وأكسيد النحاسيك cupric oxide.



استخدامات النحاس

- يستخدم النحاس استخدامات عديدة منها
- صنع المعدات الكهربائية كالأسلاك والمحركات.
- صنع السقوف والبلاعات ومزاريب مياه الأمطار في الأبنية.
- أعمال السمكرة، وصنع وسائل الطهي.
- يدخل في صنع العملات والحلي المعدنية
- كما تصنع منه التماثيل والآلات الموسيقية النحاسية



مبنى ذو سقف نحاسي

هل تعلم؟

يوجد أكبر مخزون من النحاس في جبال الأنديز في تشيلي.

استخراج النحاس

- يستخرج النحاس من فلزاته المعروفة الكالكوبيريت chalcopyrite، وفلزاته الكبريتية الأخرى
- تركب الفلزات في عملية التعويم الرغاوي froth floating قبل تنقيتها.
- يسخن الفلز المركز حتى درجة حرارة عالية مع ثنائي أكسيد السيليكون والهواء أو الأكسجين في أحد الأفران أو سلسلة من الأفران.
- ينتج عن هذا التسخين كبريتيد النحاس الذي يعالج بعد ذلك بنفسه بالهواء لإنتاج النحاس.



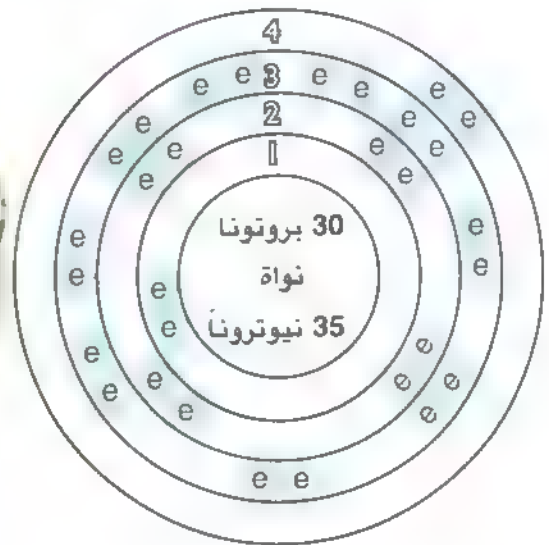
التوتياء

التوتياء أو الزنك **Zinc** معدن انتقالي يوجد في القشرة الأرضية. وعادة ما يوجد التوتياء ضمن فلزاته كالسميثسونيت وكبريتيد التوتياء وأكسيد التوتياء وسيليكات القصدير والفرانكلينيت. ويقع في وسط المجموعة 12 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر.

نظرة سريعة

الرمز	:	Zn
العدد الذري	:	30
الكتلة الذرية	:	65.38
نقطة الذوبان	:	419 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	908 درجة مئوية
الكثافة	:	7.14 غرام/سم ³

البنية الذرية للتوتياء

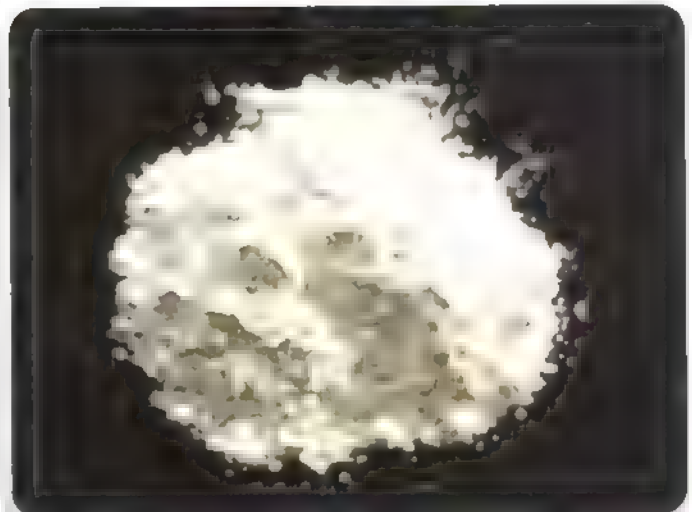


حجر التوتياء

أكسيد التوتياء

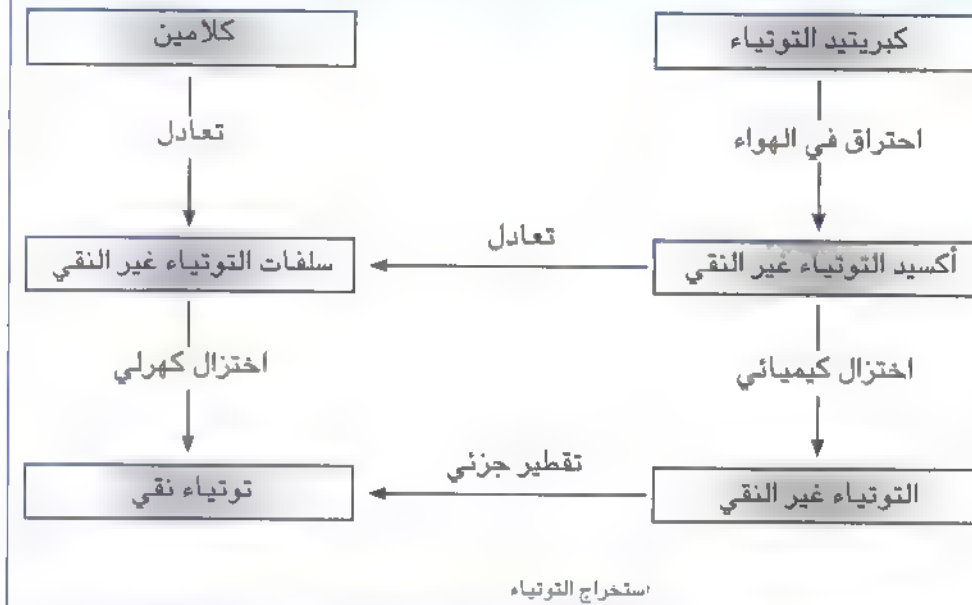
خواص التوتياء

- معدن لمّاع أبيض مائل للزرقة.
- قصف في درجة حرارة الغرفة.
- ناقل جيد للحرارة والكهرباء.
- يتأكسد ببطء في الهواء المشبع بالرطوبة.
- يطلق التوتياء غاز الهيدروجين حين يتحد مع الحموض الممددة:



استخراج التوتياء

- يمكن استخراج التوتياء إما بعملية التحميص *roasting* أو الاختزال *reduction*.
- تشمل عملية التحميص تسخين الفلز لإنتاج مركب أكسيد التوتياء، ثم يسخن من جديد مع الفحم للحصول على المعدن النقي والأكسجين كناتج ثانوي.
- تشمل عملية الاختزال إمرار تيار كهربائي عبر أحد مركبات التوتياء؛ مما يفتت المركب، وينتج معدن التوتياء النقي.



استخراج التوتياء

هل تعلم؟

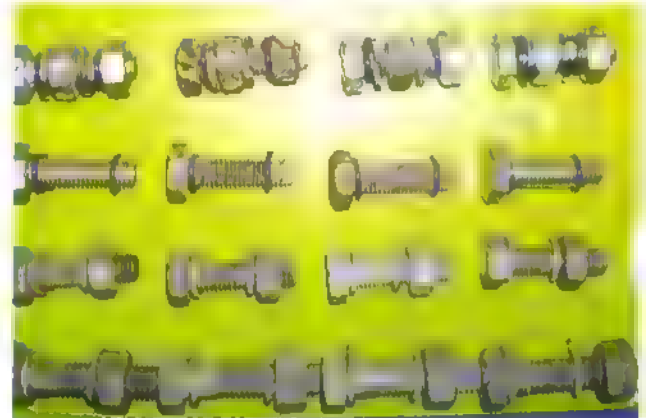
للتوتياء نظائر توجد بشكل حر في الطبيعة هي التوتياء-64، والتوتياء-66، والتوتياء-67، والتوتياء-68، والتوتياء-70.

اكتشاف التوتياء

استخدم الإنسان التوتياء منذ أيام استخدام النحاس الأصفر *brass*. وقد تم عزل المعدن النقي حين قام الكيميائي الألماني أندرياس سيفيسموند مارغراف *Andreas Sigismond Margraaf* بتسخين مادتي الكلامين والفحم سنة 1746.

استخدامات التوتياء

- صنع السبائك.
- عملية تغليف *galvanization* المعادن الأخرى لمنع تأكلها.
- صناعة الخلايا الكهربائية.
- في الطب (كأكسيد).



أندرياس سيفيسموند
مارغراف

الفضة

الفضة **silver** هي إحدى المعادن الانتقالية، وتعد من المعادن الثمينة. وهي عنصر نادر يوجد في القشرة الأرضية، كما توجد كعنصر حر في الطبيعة. وتوجد الفضة في فلزات تضم الأرجنتيت وخلانط الرصاص وتوتياء الرصاص والنحاس والذهب.

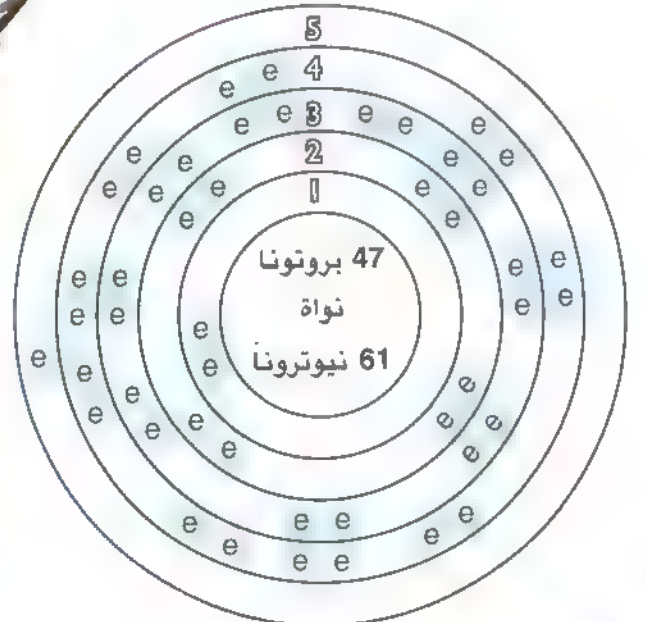
نظرة سريعة

الرمز	: Ag
العدد الذري	: 47
الكتلة الذرية	: 107.868
نقطة الذوبان	: 961.5 درجة مئوية
نقطة الغليان	: 2.000-2.200 درجة مئوية
الكثافة	: 10.49 غرام/سم ³

خواص الفضة

- عنصر أبيض لامع.
- قابل للشد والطرق.
- ناقل جيد للحرارة والكهرباء.
- تتمتع الفضة بأعلى ناقلية حرارية بين جميع المعادن.
- عنصر مستقر في الماء والهواء.
- ينحل بسهولة في حمض الآزوت وينتج نترات الفضة.

البنية الذرية للفضة



استخدامات الفضة

- تستخدم الفضة للزينة في صنع الحلي وأواني الطاولة
- وتستخدم في صنع النقود المعدنية.
- وتستخدم في صنع المعدات الكهربائية والإلكترونية كالأسلاك وغيرها، وكذلك في التصفية الكهربائية.
- وتستخدم على نطاق واسع في الحشوات السنية.
- وتستخدم في تلميع الأقلام



استخراج الفضة

يتم الاستحصال على الفضة بإحدى هذه الطرائق

- طريقة السيانييد cyanide process.
- زرع الفضة عن الرصاص desilverization of lead.
- عمليات الكهرلة Electrolysis processes

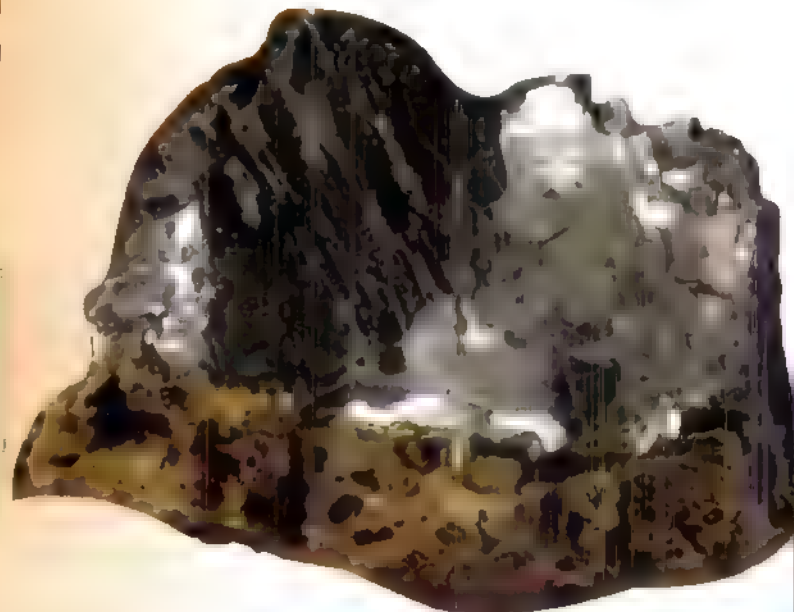
اكتشاف الفضة

اكتشفت الفضة منذ أقدم الأزمان فقد وجد علماء الآثار أشياء صنعت من الفضة في مصر تعود إلى حوالي 3400 سنة قبل الميلاد



هل تعلم؟

أكثر دول العالم إنتاجاً للفضة هي المكسيك والبيرو والولايات المتحدة وكندا وبولندا وتشيلي وأستراليا.





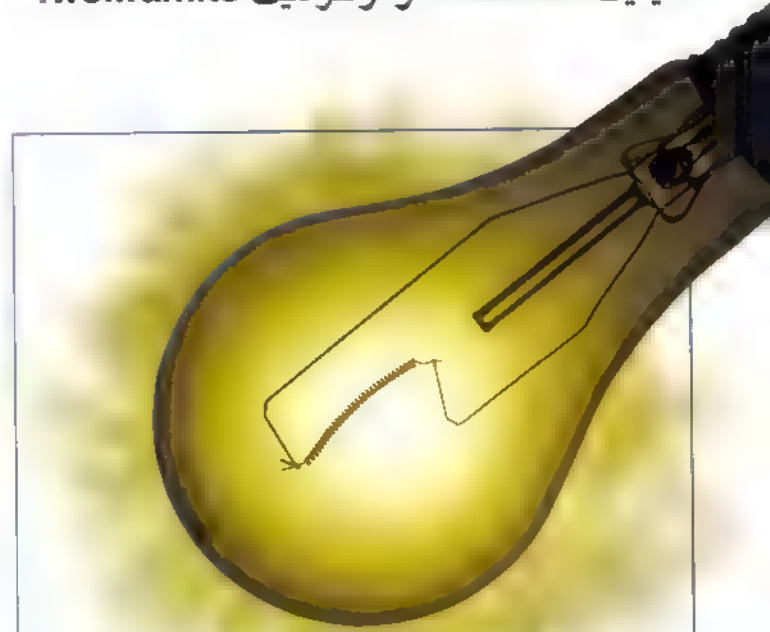
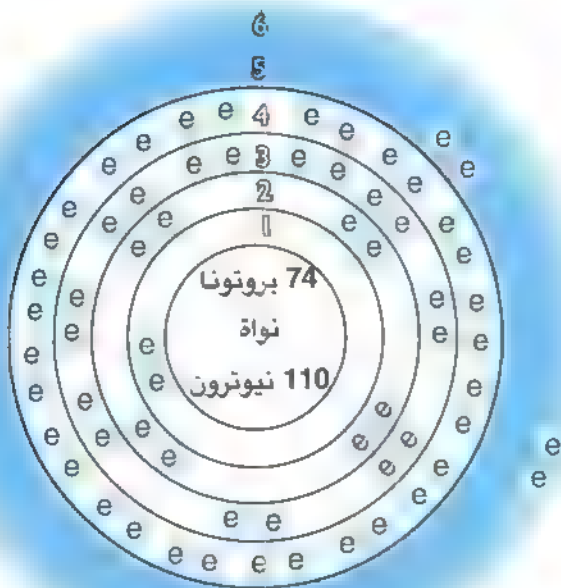
التنغستين

التنغستين tungsten من المعادن الانتقالية. وينتمي إلى المجموعة 6 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر. وهو يوجد دائماً على شكل مركبات. وأكثر فلزات التنغستين شيوعاً هي: الشيليت scheelite والولفراميت wolframite.

نظرة سريعة

الرمز	:	W
العدد الذري	:	74
الكتلة الذرية	:	183.85
نقطة الذوبان	:	3.410 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	5.900 درجة مئوية
الكثافة	:	19.3 غرام/سم ³

البنية الذرية للتنغستين



صباح يحوي على سلك من التنغستين

استخدامات التنغستين

- يستخدم التنغستين بكثرة في صناعة السبائك الفولاذية.
- يستخدم في أسلاك المصابيح الكهربائية.
- يستخدم كمهبط مضاد anti-cathode في أنابيب الأشعة السينية.



هل تعلم؟

للتنغستين أعلى نقطة انصهار بين جميع المعادن.

اكتشاف التنغستين

اكتشف ك. و. شيل K.W. Scheele التنغستين سنة 1781، ولكن تم عزله لأول مرة من قبل دون فاوستو ديلاويار Don Fausto d'Elhuyar سنة 1783.

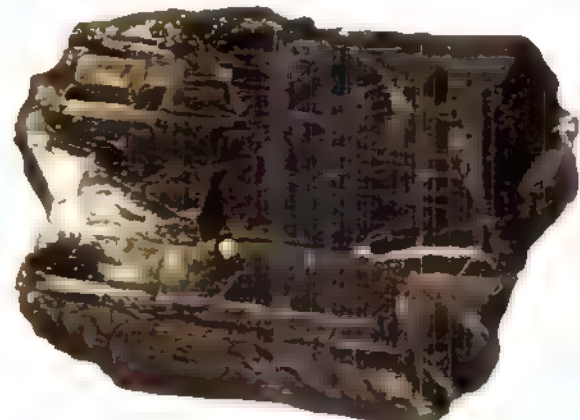
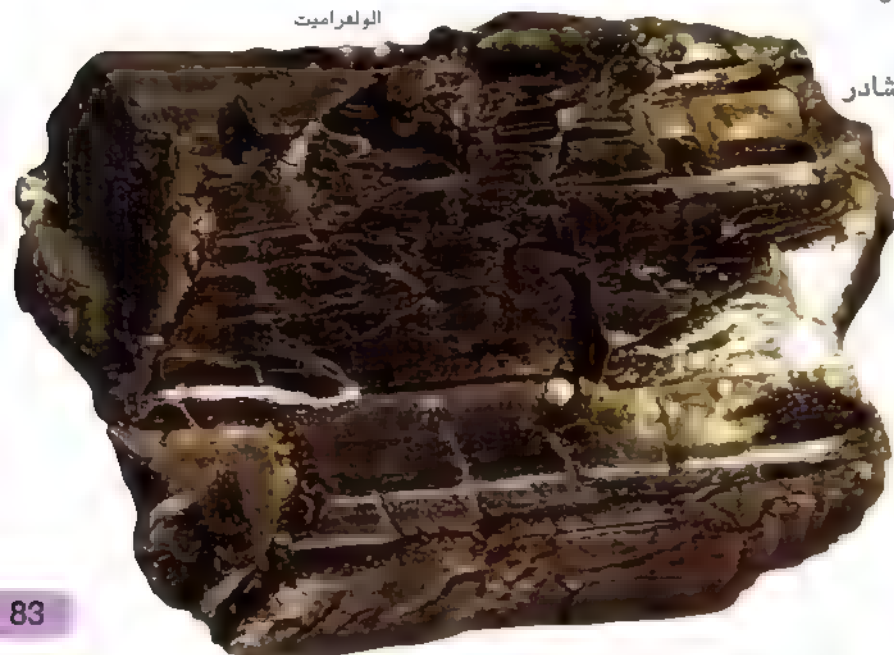
الولغراميت

خواص التنغستين

- معدن رمادي بلون الفولاذ ويتدرج لونه إلى الأبيض.
- وهو عنصر قاس وقصيف.
- ناقل جيد للتيار الكهربائي.
- يعد معدناً غير ناشط نسبياً.
- ولا يتفاعل مع الحموض بسرعة.

استخراج التنغستين

تعتمد عملية إنتاج التنغستين على تركيز المعدن باستخدام خواصه المغناطيسية، ومن ثم استخراجِه. وأثناء عملية الاستخراج يُّحدّد التنغستين مع حمض كلور الماء، تاركاً وراءه ترسبات ثالث كلوريد التنغستين tungsten trichloride. ثم يخلّ ثالث كلوريد التنغستين في النشادر ليشكل التنغستات tungstate التي تتبلور وتشتعل.



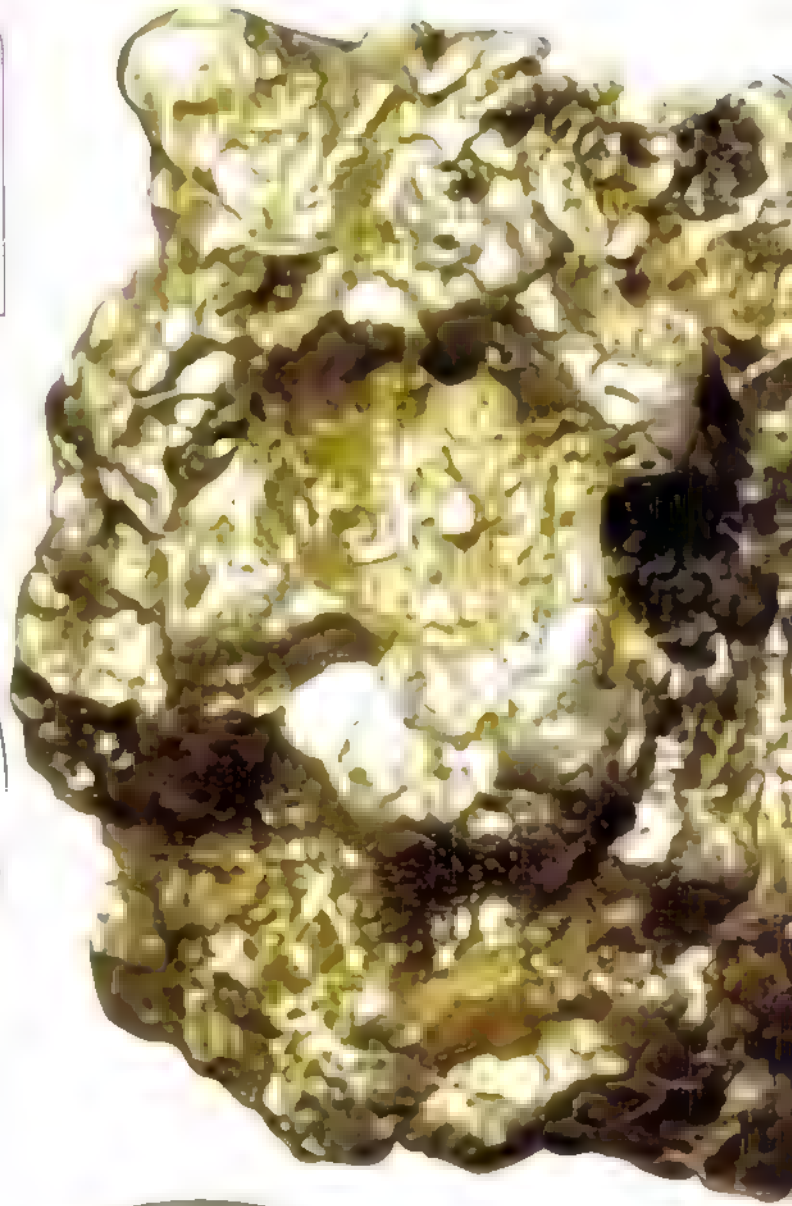
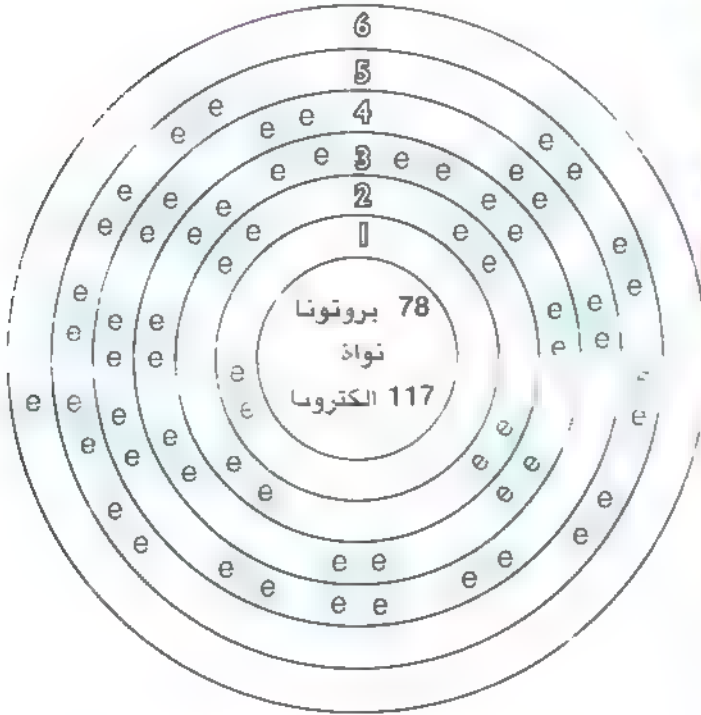
البلاتين

البلاتين platinum معدن انتقالي ينتمي إلى المجموعة 10 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر. ويوجد البلاتين مع المعادن الأخرى كالنحاس والنيكل، ويحصل عليه كنتاج ثانوي لعمليات تعدين هذه المعادن. ويعد السبيريليت sperrylite هو الفلز الرئيس للبلاتين.

نظرة سريعة

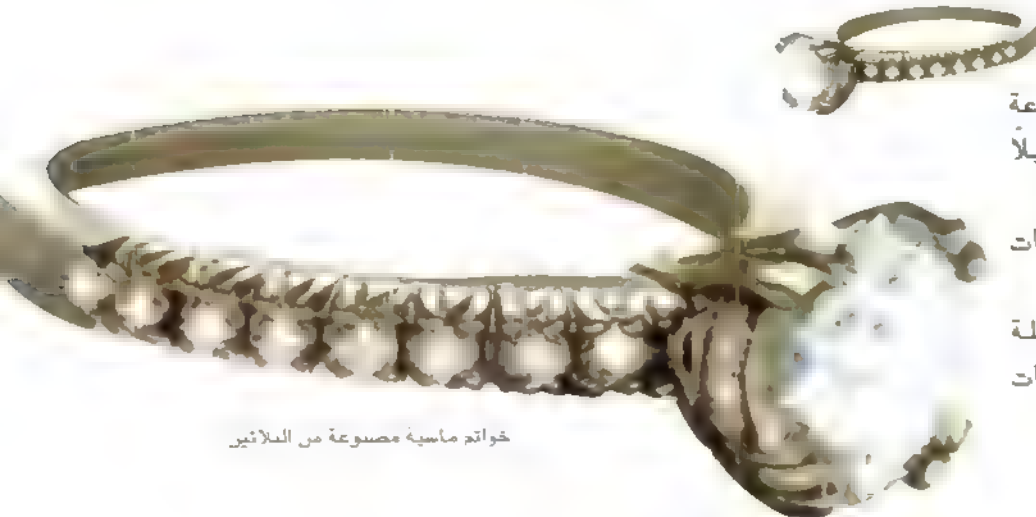
Pt	:	الرمز
78	:	العدد الذري
195.08	:	الكتلة الذرية
1.773	:	درجة الذوبان
3.827	:	درجة الغليان
21.45	:	الكثافة

البنية الذرية للبلاتين



استخدامات البلاتين

- من أكثر استخدامات البلاتين صناعة الحلي لكونه معدناً قاسياً وجميلاً ومقاوماً للتآكل.
- يستخدم محفزاً catalyst في الصناعات البترولية الحديثة.
- يستخدم في تركيب الدارات المتكاملة integrated circuits في الصناعات الإلكترونية.
- يستخدم في طب الأسنان.



خواتم ماسية مصنوعة من البلاتين

هل تعلم؟

"عصر البلاتين Platinum Age في إسبانيا" هو العصر الذي تزايد فيه الطلب على البلاتين لصنع الحلي والأشياء الفنية الأخرى.

خواص البلاتين

- معدن رمادي إلى فضي لماع
- قابل للطرق والسد.
- غير نشط نسبياً، ولا يتحد مع معظم العناصر والمركبات
- لا يتأثر البلاتين بتعرضه للهواء.
- لا يتفاعل مع معظم الحموض، ولكن ينحل في الماء الملكي aqua regia، وهو مزيج من حمض الآزوت وحمض كلور الماء.



بلورات البلاتين

استخراج البلاتين

- ينتزع البلاتين أولاً من المركب بحله في مزيج من الماء الملكي
- يستخلص هذا البلاتين، ويعرف بالإسفنجة البلاتينية platinum sponge.
- يدوب مسحوق البلاتين الأسود عند تسخينه في درجة حرارة عالية، ويتحول إلى بلاتين نقي.



اكتشاف البلاتين

كان القائد العسكري الإسباني أنطونيو دي

أولوا Anotonio De Ulloa

هو أول من أعطى

وصفا لمعدن

البلاتين، فقد جمع

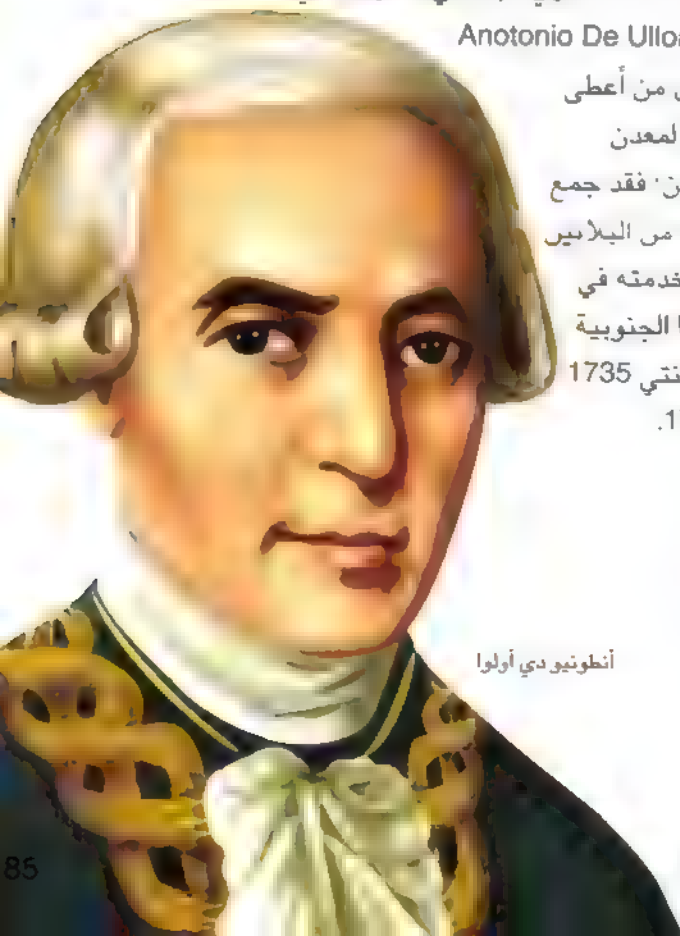
مذبح من البلاتين

أثناء خدمته في

أميركا الجنوبية

بين سنتي 1735

1746.



أنطونيو دي أولوا

الذهب

الذهب gold عنصر معدني، وهو من أحد أقدم المعادن التي تم اكتشافها. وهو يوجد بشكل طبيعي كعروق كوارتزية quartz veins في الصخور النابطة (البركانية) extrusive rocks مع فلزات النحاس والمعادن المحلية الأخرى. ويقع الذهب في المجموعة 11 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر.



نظرة سريعة

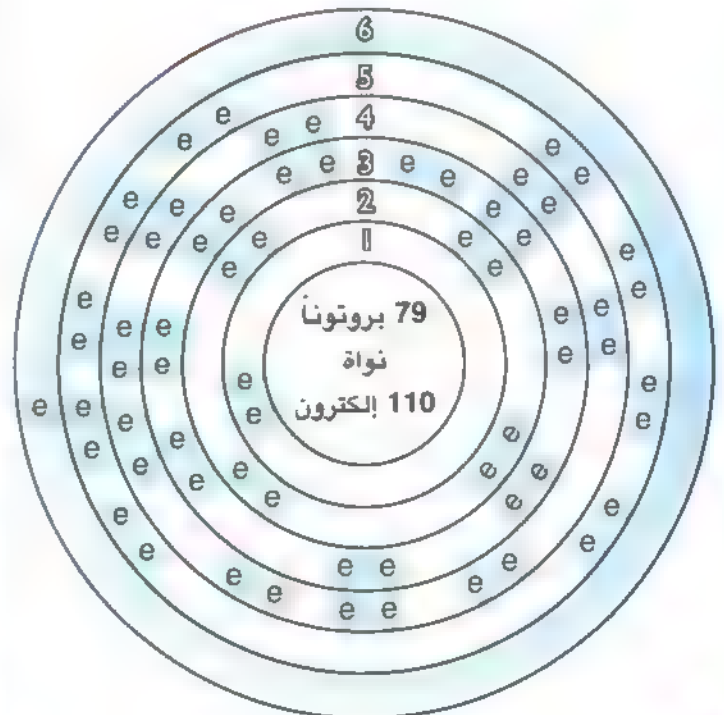
الرمز	:	Au
العدد الذري	:	79
الكتلة الذرية	:	196.9665
نقطة الذوبان	:	1.064 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	2.700 درجة مئوية
الكثافة	:	19.32 غرام/سم ³

خواص الذهب

- معدن أصفر، متألق ذو لمعة عالية.
- طري وكثيف.
- قابل للطرق والشد.
- ناقل جيد للحرارة والكهرباء.



البنية الذرية للذهب



استخراج الذهب

- يمزج فلز الذهب أولاً بالزئبق لإنتاج ملغم amalgam.
- والملغم هو مزيج من الزئبق مع معدن آخر.
- ثم يزال ملغم الذهب من فلزه.
- ثم يسخن للتخلص من الزئبق؛ فنحصل على ذهب نقي.

استخدامات الذهب

- يستخدم الذهب في صنع العملات المعدنية والميداليات.
- يستخدم في صناعة الحلي على نطاق واسع.
- يستخدم في ملء الفجوات السنية، وفي صنع الجسور والتيجان السنية.
- يستخدم الذهب في الصناعات الكهربائية والإلكترونية، لاسيما في الدارات المطبوعة على العوازل printed circuits والموصلات connectors.

اكتشاف الذهب

اكتشف الذهب في العصور القديمة منذ حوالي 2600 سنة قبل الميلاد. ويبدو أنه استخدم في البدء كعملة.



هل تعلم؟

أكثر بلدان العالم المنتجة للذهب هي جنوب أفريقيا والولايات المتحدة وأستراليا وكندا وروسيا والصين وأوزبكستان وغينيا الجديدة واندونيسيا.





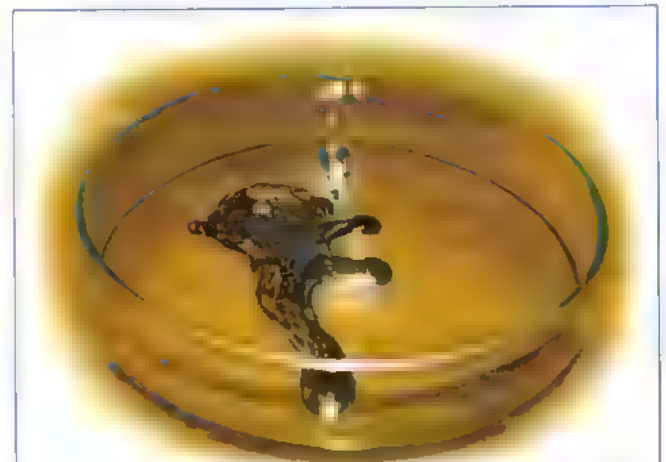
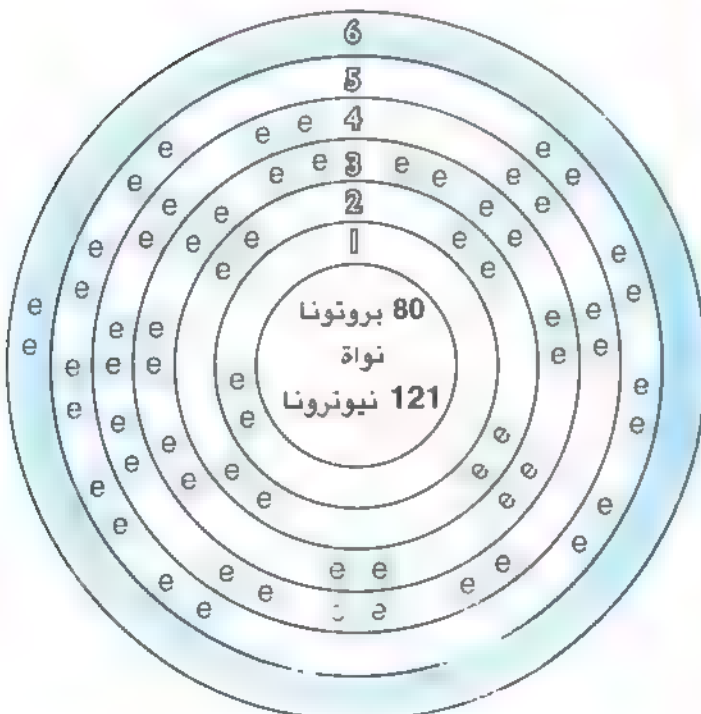
الزئبق

الزئبق mercury معدن انتقالي، يوجد في الطبيعة على شكل فلزات الزنجفر cinnabar. ويوجد الزئبق في المجموعة 12 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر.

نظرة سريعة

الرمز	:	Hg
العدد الذري	:	80
الكتلة الذرية	:	200.59
نقطة الذوبان	:	-38.87 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	356 درجة مئوية
الكثافة	:	13.5 غرام/سم ³

البنية الذرية للزئبق



خواص الزئبق

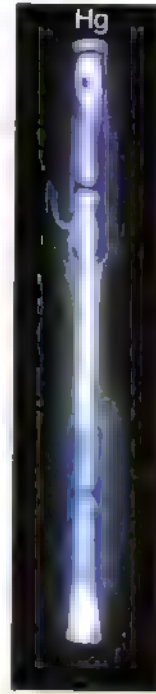
- معدن فضي اللون.
- له لمعة صفراء وتألق عال.
- طري وكثيف.
- قابل للطرق والشد.
- ناقل جيد للكهرباء.
- ذو سطح عالي التوتر.
- الزئبق هو المعدن الوحيد الذي يكون بحالته السائلة في درجة حرارة الغرفة.
- يتفاعل الزئبق بسرعة مع الكلور وحمض الآزوت منتجاً نترات الزئبق وأكسيدات الآزوت.

استخدامات الزئبق

- يستخدم الزئبق في بعض أنواع موازين الحرارة وموازين الضغط الجوي.
- يستخدم في المضخات الخوائية vacuum pumps.
- يستخدم في المقومات الكهربائية electric rectifiers والقوابس switches.
- يستخدم في المرايا، وفي صناعة صواعق التفجير detonators.
- يستخدم بكثرة في تركيب ملغم الصوديوم الذي يستخدم كعامل اختزال في المختبر.
- يستخدم في مصابيح النيون والبطاريات.
- يستخدم في صناعة ميديات الآفات الزراعية.

اكتشاف الزئبق

اكتشف الزئبق بين القرنين 15-16 قبل الميلاد. فقد وجد في بعض القطع الزجاجية التي صنعها المصريون القدماء.



مصباح زئبقي.



ميزان ضغط جوي زئبقي.

هل تعلم؟

الزئبق هو المعدن الوحيد الذي يكون سائلاً في درجة حرارة الغرفة.

استخراج الزئبق

يستخرج الزئبق من الزنجفر بطريقة التحميص، ثم يقطر الناتج للحصول على الزئبق النقي.





ماء من الألمنيوم

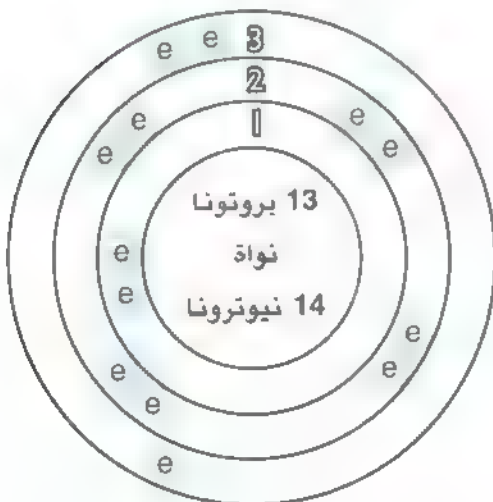
الألمنيوم

الألمنيوم aluminum هو ثالث أكثر المعادن وفرة على الأرض، ويوجد في كل مكان. ويوجد الألمنيوم في الطبيعة على شكل مركبات وفلزات كالبوكسيت **bauxite** والجبسيت **gibbsite** والكريوليت **cryolite**. ويقع الألمنيوم في المجموعة 13 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر.

نظرة سريعة

Al	:	الرمز
13	:	العدد الذري
26.98154	:	الكتلة الذرية
660 درجة مئوية	:	نقطة الذوبان
2.450-2.327 درجة مئوية	:	نقطة الغليان
2.7 غرام/سم ³	:	الكثافة

البنية الذرية للألمنيوم



مطرة (حافظه ماء من الألمنيوم)

استخدامات الألمنيوم

- يستخدم الألمنيوم في صنع أواني الطهي.
- يستخدم في البناء لصنع النوافذ والأبواب والأسياخ.
- يستخدم في الصناعات الفضائية ووسائل النقل.
- ونستفيد منه كناقل كهربائي.
- يستخدم في عمليات التغليف والتعبئة، كورق الألمنيوم، وعبوات الجعة، والمشروبات الخفيفة، ومواسير الألوان الزيتية، وبعض الأدوات المنزلية.
- يستخدم مسحوق الألمنيوم في الدهان، وفي الوقود السائل للصواريخ.



ورق ألمنيوم

خواص الألمنيوم

- معدن فضي اللون ذو لمعة مائلة للزرقة.
- قابل للطرق والشد.
- ناقل جيد للكهرباء.
- عنصر شديد التفاعل.
- يشكل الألمنيوم أكسيد الألمنيوم بتفاعله السريع مع الأكسجين. ويشكل أكسيد الألمنيوم طبقة واقية على المعدن تمنعه من الصدأ.



اكتشاف الألمنيوم

يعتقد أن اليونانيين والرومان القدماء هم أول من استخدم مركبات الألمنيوم، حيث كان معروفاً لدى الرومان في القرن الأول الميلادي.

هل تعلم؟

تم عزل معدن الألمنيوم لأول مرة من قبل هانز كريستيان أورستد Hans Christian Orsted سنة 1825 بعملية كيميائية.

استخراج الألمنيوم

- يستخرج الألمنيوم من فلز البوكسيت بعملية باير Bayer's process.
- يخلط الفلز أولاً بماءات الصوديوم مما يؤدي إلى حل أكسيد الألمنيوم.
- ثم يعالج أكسيد الألمنيوم بالكربوليت، وتمرر فيه الكهرباء.
- يُطلى وعاء الكهرلة بطبقة من الكربون تعمل مهبط لقطب كهربائي سالب. ويصنع مصعد القطب الكهربائي الموجب أيضاً من الكربون.
- تصبح شوارد الألمنيوم والأكسجين حرة، فتتضمن شوارد الألمنيوم إلى المهبط وشوارد الأكسجين إلى المصعد، وبذلك نحصل على معدن الألمنيوم.

اختزال معدن الألمنيوم عند المهبط



تأكسد غاز الأكسجين عند المصعد:



القصدير

القصدير tin معدن رئيس ينتمي إلى المجموعة 14 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر. ويوجد القصدير في المتأصلات allotropes والفلزات. ومن أكثر فلزات القصدير المعروفة الكاستريت cassiterite وهو أحد أشكال أكسيد القصدير. ومن متأصلات القصدير المعروفة β -form و α -tin.

خواص القصدير

● معدن أبيض فضي.

● قابل للطرق والشد.

● يصبح قصفاً جداً حين تعلو درجة الحرارة عن 200 مئوية.

● لا يتفاعل القصدير مع الماء أو الأكسجين في درجة حرارة الغرفة، لذا فهو لا يصدأ ولا يتآكل.

● يشكل القصدير الكلوريد القصديري stannous chloride حين يتحد مع حمض كلور الماء الممدد.

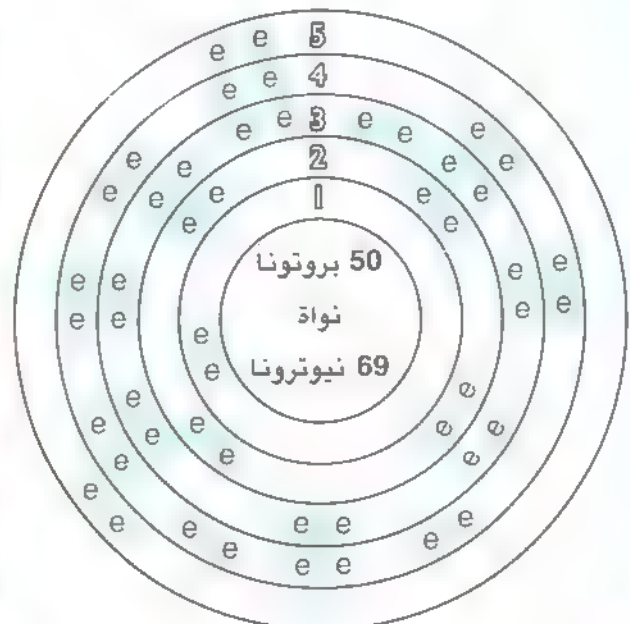


● يتفاعل القصدير أيضاً مع الحموض المركزة، ولكنه لا يتأثر عند تعرضه للهواء

نظرة سريعة

الرمز	:	Sn
العدد الذري	:	50
الكتلة الذرية	:	118.69
نقطة الذوبان	:	232 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	2.260 درجة مئوية
الكثافة	:	7.31 غرام/سم ³

البنية الذرية للألومنيوم





مستخرج معظم القصدير من تعدين فدراته

استخراج القصدير

- يحمى الكاسيتريت أولاً بالفحم
- يزال الأكسجين بهذا التفاعل، وينتج القصدير غير النقي.
- يمكن إزالة الآثار الضئيلة للحديد في فلز الكاسيتريت بتسخين القصدير غير النقي مع وجود الأكسجين.
- يتحول الحديد إلى ثالث أكسيد الحديد مخلفا معدن القصدير

اكتشاف القصدير

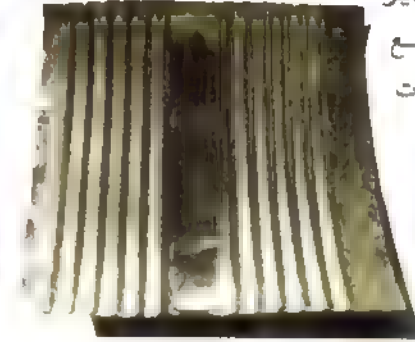
استخدم الإنسان القصدير منذ آلاف السنين.

هل تعلم؟

يطلق القصدير أحياناً صوت صرير أثناء حنيه يعرف باسم "بكاء القصدير" tin cry.



استخدامات القصدير



- استخدم القصدير قديماً في صنع الحلي والعملات المعدنية والصحون يستخدم القصدير الآن في صنع ألواح تستخدم في البناء وتغطية السقوف
- يستخدم القصدير في عمليات لحام وضم القطع المعدنية إلى بعضها
- يستخدم القصدير أيضاً في صنع عبوات التخزين
- ومن الفوائد المهمة للقصدير صنع السباتك كالبرونز bronze والبابيت Babbit.

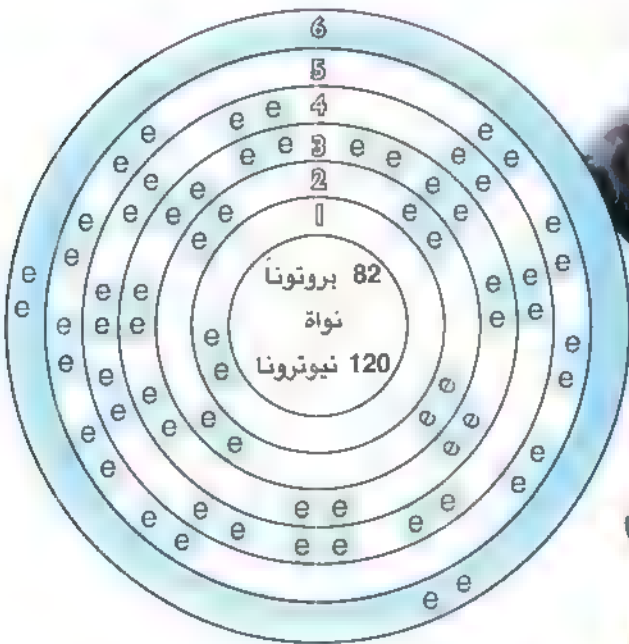


الرصاص

الرصاص lead هو أحد أعضاء عائلة الكربون، وأثقلها جميعاً. ينتمي الرصاص إلى المجموعة 14 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر. ويوجد الرصاص في الطبيعة على شكل فلزات كالغالينا galena أو كبريتيد الرصاص، والأنغلسيت anglesite أو كبريتات الرصاص، والسيروسيت cerusite أو كربونات الرصاص.

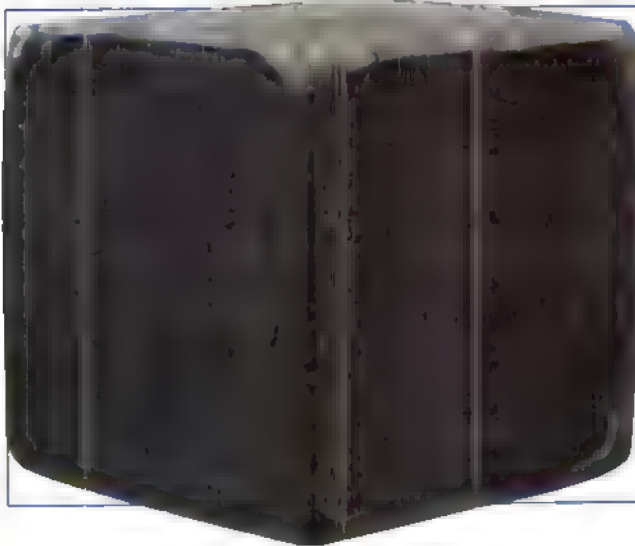
نظرة سريعة

الرمز	:	Pb
العدد الذري	:	82
الكتلة الذرية	:	207.2
نقطة الذوبان	:	327.4 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	1.750 - 1.755 درجة مئوية
الكثافة	:	11.34 غرام/سم ³



خواص الرصاص

- معدن ثقيل، وطري، وفضي اللون، مائل إلى الزرقة، ذو مظهر لامع.
- قابل للطرق والشد.
- يمكن بسهولة حني الرصاص وقطعه وإعادة تشكيله وسحبه.
- ناقل رديء للتيار الكهربائي والصوت والاهتزازات.
- معدن نشط باعتدال.
- مستقر في الهواء الجاف.
- ينحل الرصاص في حمض الآزوت المركز، والمحلولات الدافئة للحموض الممددة.
- ولا يتفاعل مع الأكسجين بسهولة.





منجم الرصاص

استخراج الرصاص

- يسخن فلز الرصاص أولاً في الهواء بعملية التحميص لتحويله إلى أكسيد رصاص.
- ثم يسخن أكسيد الرصاص مع الفحم النقي.
- يزيل الفحم الأكسجين مخلفاً الرصاص النقي.
- ثم ينقى هذا الرصاص أكثر بعملية الكهرلة؛ وذلك بإمرار تيار كهربائي في المركب.

اكتشاف الرصاص

استخدم الإنسان الرصاص منذ آلاف السنين.

هل تعلم؟

للرصاص نظائر موجودة في الطبيعة هي الرصاص 204،
والرصاص 206، والرصاص 207، والرصاص 208.

استخدامات الرصاص

- يستخدم الرصاص في صنع طلقات المسدسات والبنادق.
- تستخدم ألواح الرصاص في عمليات البناء.
- ومن استخدامات الرصاص الأخرى: عمليات التلحيم، وأنابيب المياه والمجاري، والحوامل الكروية.
- يستخدم الرصاص في صنع السبائك كخليطة البيوتر pewter، وسبيكة السمكرة plumber's alloy، ومعدن حروف الطباعة type metal.

يستخدم الرصاص في
صنع الأرعن



البورون

يعد البورون

من boron

اللا معادن،

وهو العنصر

الاول في المجموعة

13 من مجموعات

الجدول الدوري

للعناصر. يوجد

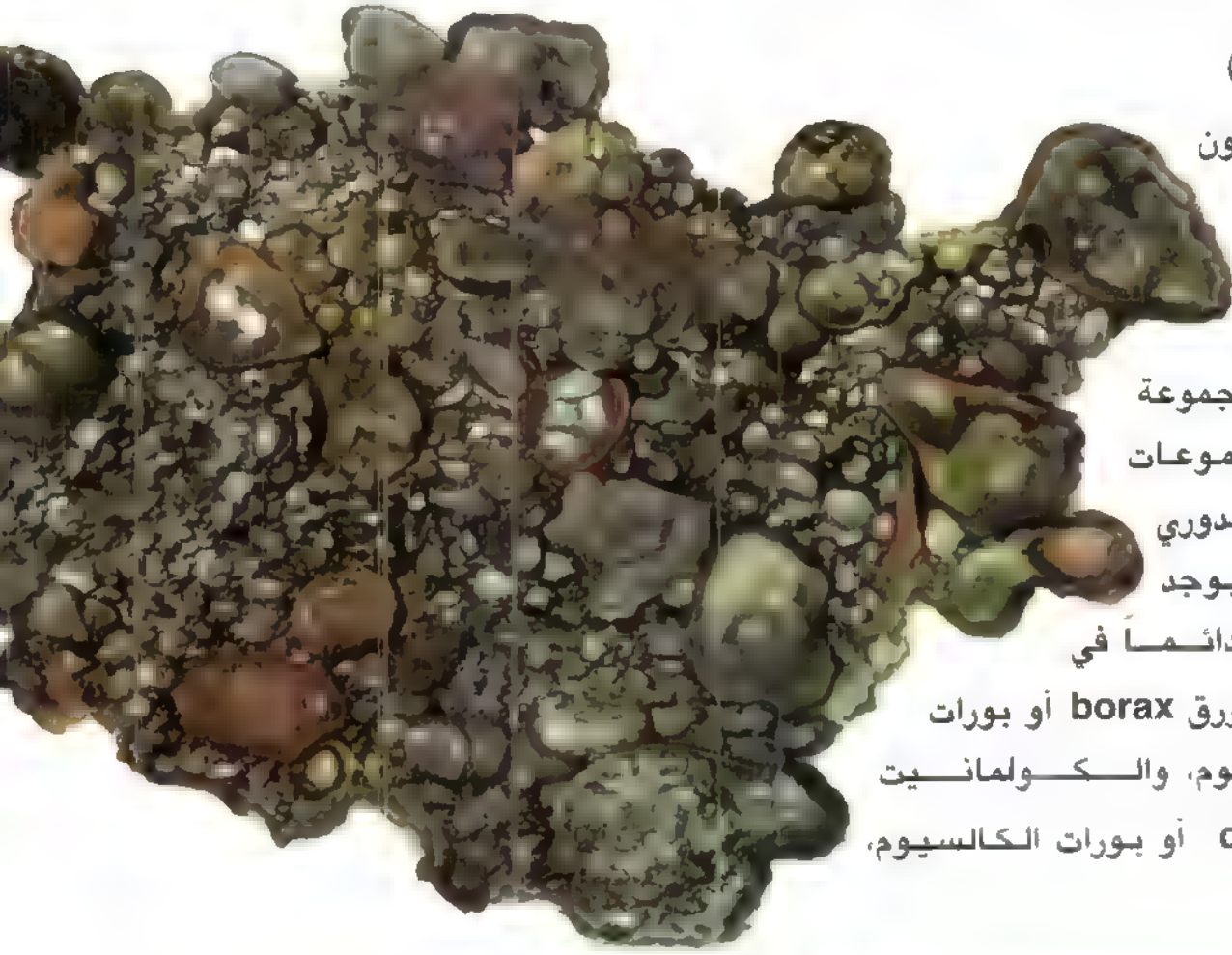
البورون دائماً في

الفلزات كالبورق borax أو بورات

الصوديوم، والكولمانيت

colemanite أو بورات الكالسيوم،

وغيرها.



استخراج البورون

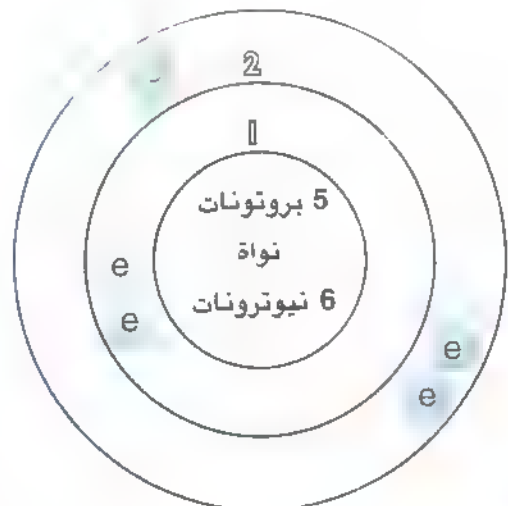
- يسحق أكسيد البورون مع مسحوق المغنيزيوم أو المصهور يحصل على البورون
- يصرق بيارا كهربائياً بثالث كلوريد البورون



نظرة سريعة

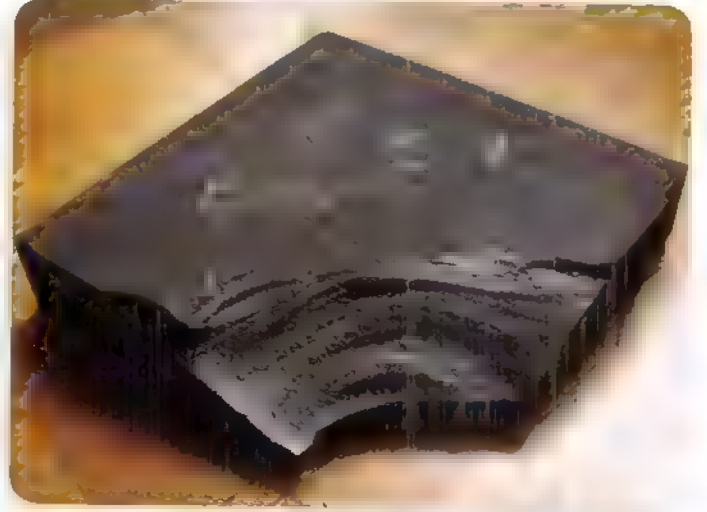
B	:	الرمز
5	:	العدد الذري
10811	:	الكتلة الذرية
2.300 2.200	:	نقطة الذوبان
3927	:	نقطة الغليان
2.46 و 2.31 غرام/سم ³	:	الكثافة

البنية الذرية للبورون



خواص البورون

- يوجد البورون في جميع متآصلاته بأشكاله البلورية واللا بلورية.
- للأشكال البلورية نوعان: بلورات حمراء، وبلورات سوداء.
- يوجد شكله اللا بلوري كمسحوق أسود.
- البورون قادر على امتصاص النيوترونات.
- يشكل البورون ثالث أكسيد البورون B_2O_3 حين يتحد مع أكسجين الهواء.
- لا يتفاعل البورون مع الحموض.
- البورون ناقل رديء للكهرباء في درجة حرارة الغرفة.
- ولكنه ناقل جيد للكهرباء في درجات الحرارة العالية.
- يتفاعل البورون في شكله الذروي (مسحوق) مع حمض الآزوت الحار وحمض الكبريت الحار.



هل تعلم؟

العلاج بالتقاط نيوترون البورون boron neutron capture therapy (BNCT) هو أحد طرائق استهداف الخلايا السرطانية والعمل على إبادةها.

اكتشاف البورون

قام جوزيف لوي

جي-لوساك

Josephe Louis

Guy-Lussac

وج. تينارد

J. Thenard بعزل

البورون سنة

1808 حين سخنا

حمض البورون مع

معدن البوتاسيوم؛

فأنتجا البورون غير

النقي.



جوزيف لوي

جي-لوساك



استخدامات البورون

- يستخدم البورق borax، وهو أحد مركبات البورون، في صنع الزجاج.
- تستخدم مركبات البورون في الزراعة، وكصادات للنيران fire deterrents، وفي صنع الصابون ومساحيق الغسيل.
- يستخدم البورون في صنع السبائك.



السيليكون

السيليكون **silicon** لا معدن ينتمي إلى المجموعة 14 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر. ويعد من أشباه المعادن لأنه يحوي على خواص المعادن واللا معادن. ويوجد السيليكون دائماً في مركبات مع عناصر أخرى كالمغنيزيوم والكالسيوم والفوسفور والأكسجين.



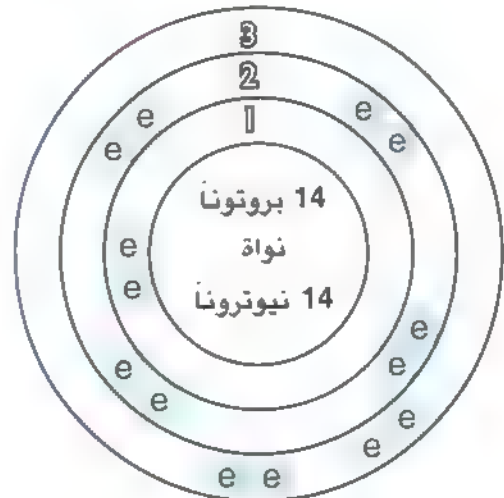
خواص السيليكون

- يعد السيليكون من أشباه المعادن.
- يوجد السيليكون في شكلين متآصلين: إما بشكله الرمادي القاتم اللامع ذي البلورات الإبرية الشكل، أو على شكل مسحوق أسود ذي بنية خالية من البلورات.
- نصف ناقل للكهرباء semiconductor؛ فهو ينقل الكهرباء بشكل أفضل من اللا نواقل، ولكن أقل من النواقل.
- يعد عنصراً غير نشط نسبياً.
- يصبح أشد نشاطاً في درجات الحرارة العالية.
- يتفاعل مع عناصر مثل الأكسجين والنيتروجين والكبريت والفوسفور في حال انصهارها.

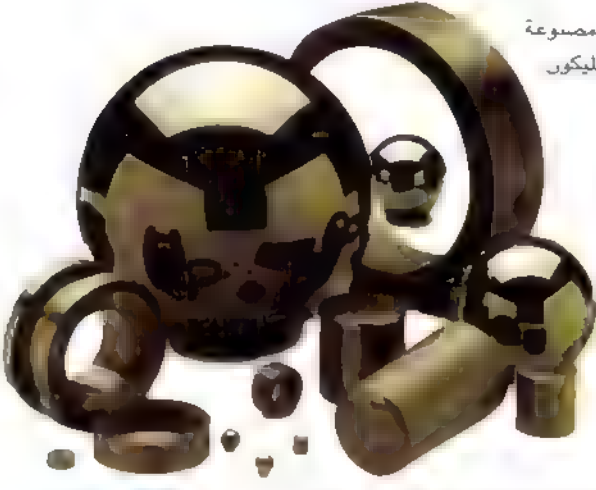
نظرة سريعة

Si	:	الرمز
14	:	العدد الذري
28.0855	:	الكتلة الذرية
1.410 درجة مئوية	:	نقطة الذوبان
2.355 درجة مئوية	:	نقطة الغليان
2.33 غرام/سم ³	:	الكثافة

البنية الذرية للسيليكون



محامل مصنوعة
من السيليكون



استخدامات السيليكون

- يستخدم السيليكون على نطاق واسع في صنع السبائك.
- يستخدم بكثرة في الصناعات الإلكترونية كالترانزستور ومكوناته، والخلايا الضوئية أو الشمسية (solar) photovoltaic cells، والمقومات، وبعض أجزاء دارات الحاسوب.
- تعد السيليكات الناتجة من السيليكون مركبات صناعية مهمة.

اكتشاف السيليكون

أول من عرف السيليكون كان العالم يونس ياكوب برزيليوس Jöns Jacob Berzelius سنة 1824. حضر برزيليوس شكلاً غير متبلور من السيليكون، بينما حضره سان دوفيل H. St Deville شكلاً متبلوراً من السيليكون سنة 1854.



يونس ياكوب
برزيليوس



استخراج السيليكون

تشمل عملية استخراج السيليكون تسخين ثنائي أكسيد السيليكون مع الكربون، حيث يحل الكربون محل السيليكون.



يوجد السيليكون بشكل طبيعي في تربة كوكب المريخ

هل تعلم؟

السيليكون هو ثاني أكثر العناصر وجوداً في القشرة الأرضية.

الهيدروجين

الهيدروجين hydrogen هو أكثر العناصر انتشاراً في الكون، وهو أيضاً أبسط العناصر. يوجد الهيدروجين في كل مكان على الكرة الأرضية، ويتألف من خليط من ثلاث نظائر هي: البروتيوم protium، والدوتريوم deuterium، والتريتيوم tritium. ويقع الهيدروجين في المجموعة الأولى من مجموعات الجدول الدوري للعناصر.

خواص الهيدروجين

- غاز عديم اللون والرائحة والمذاق.
- ينحل قليلاً في الماء والكحول وبعض السوائل المعروفة.
- ينتج الهيدروجين الماء حين يحترق في الهواء أو الأكسجين

$$2H_2 + O_2 \Rightarrow 2H_2O$$
- يتفاعل الهيدروجين أيضاً بسرعة مع اللا معادن؛ كالهالوجينات؛ والكبريت والفوسفور

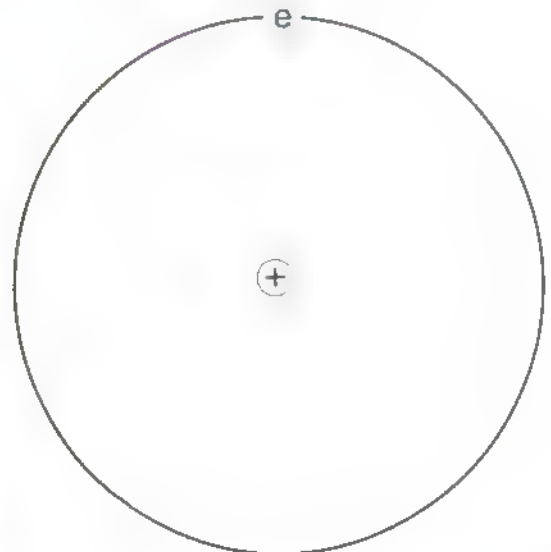


يوجد الهيدروجين بشكل طبيعي في السدم.

نظرة سريعة

الرمز	:	H
العدد الذري	:	1
الكتلة الذرية	:	1.00794
نقطة الذوبان	:	-259.2 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	-252.77 درجة مئوية
الكثافة	:	0.09 غرام/سم ³

البنية الذرية للهيدروجين



استخدامات الهيدروجين

- يستخدم الهيدروجين في إنتاج النشادر؛ وذلك بضمه إلى النيتروجين في درجة حرارة عالية وفي وجود محفز.
- يستخدم لإنتاج الميثانول بضمه إلى أول أكسيد الكربون.
- يستخدم الهيدروجين في إنتاج المعادن النقية؛ عند إمراره بأكسيد المعدن الحار.
- يستخدم في تكرير البترول.



اكتشاف الهيدروجين

أول من اكتشف الهيدروجين هو الكيميائي الإنكليزي هنري كافنديش Henry Cavendish سنة 1766 وقد برهن أيضاً على أن الماء مركب يتألف من الهيدروجين والأكسجين.

هل تعلم؟

حوالي 15% من الذرات الموجودة على الأرض هي ذرات الهيدروجين.

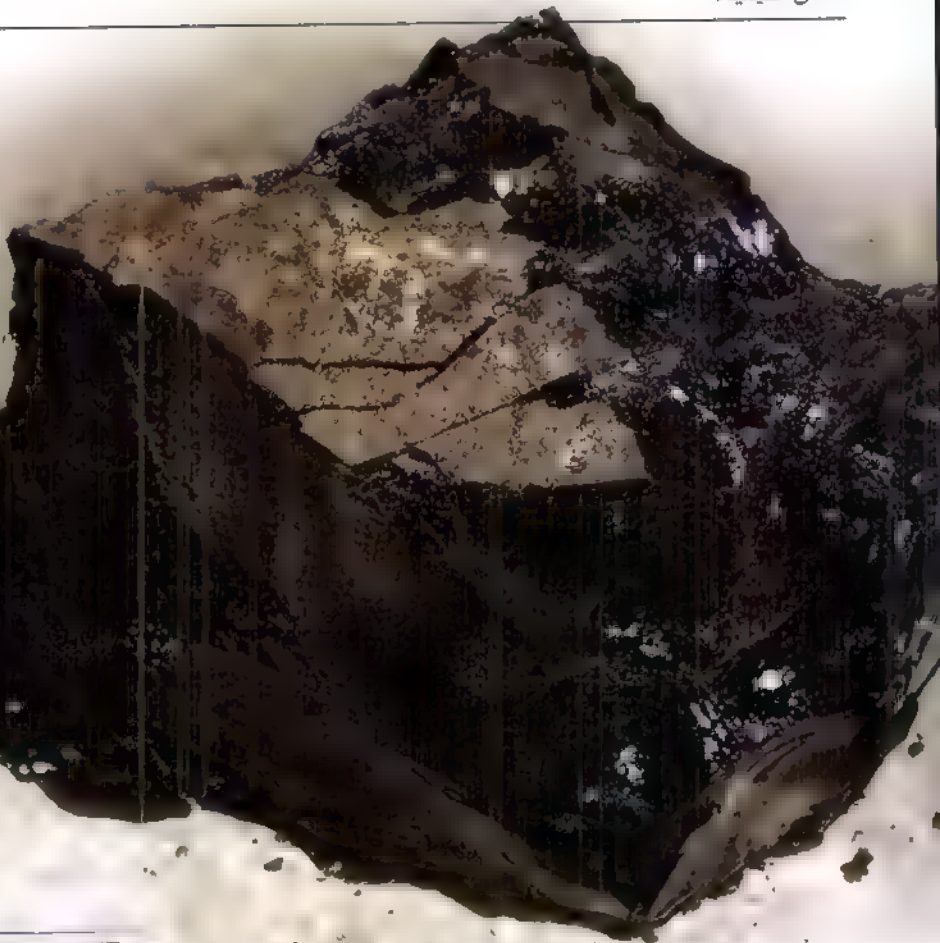
استخراج الهيدروجين

- يمكن الحصول على الهيدروجين بعدة طرائق.
 - ينتج عن كهرة الماء، وهو أنقى أشكال الهيدروجين.
- $$2H_2O \Rightarrow 2H_2(g) + O_2(g)$$
- تنتج المعادن القلوية الهيدروجين حين تتفاعل بشدة مع الماء:
- $$2Li + 2H_2O \Rightarrow H_2 + 2LiOH$$
- تستخدم عملية إنتاج الهيدروجين على نطاق صناعي بإحداث تفاعل بين البخار والحديد:
- $$3Fe + 4H_2O \Rightarrow Fe_3O_4 + 4H_2$$



الكربون

الكربون carbon من اللا معادن، ويوجد في مختلف الأشكال. ويمكن أن يوجد على شكل فحم أو سناج أو ماس في الكثير من المناجم، كما يوجد على شكل غاز ثنائي أكسيد الكربون، ويدخل في تركيب البروتينات والدهون والكربوهيدرات في جميع الكائنات الحية. ويقع الكربون في المجموعة 14 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر.



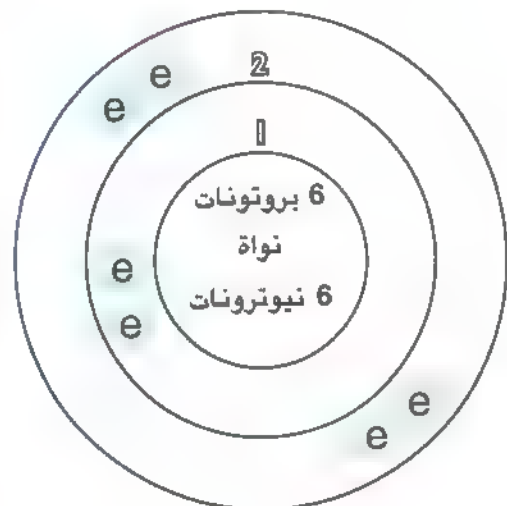
خواص الكربون

- لأشكال الكربون المتأصلة بنى متبلورة.
- يعد الماس diamond أقدس المواد، بينما يكون الغرافيت graphite مادة طرية.
- من متأصلات الكربون اللا بلورية: الفحم الحجري coal، وسناج المصابيح lampblack، والفحم النباتي charcoal، وفحم الكوك coke.
- ينتج عن احتراق الكربون في الهواء ثنائي أكسيد الكربون carbon dioxide وأول أكسيد الكربون carbon monoxide.
- يمكن للكربون أن يشكل سلاسل طويلة من الذرات.

نظرة سريعة

الرمز	:	C
العدد الذري	:	6
الكتلة الذرية	:	12.01115
نقطة الذوبان	:	3550 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	4200 درجة مئوية
الكثافة	:	2.25 غرام/سم ³ (بالنسبة للغرافيت)

البنية الذرية للكربون



هل تعلم؟

تعد دراسة الكربون ومركباته حقلاً منفصلاً من الكيمياء يدعى بالكيمياء العضوية.

استخدامات الكربون

للكربون استخدامات كثيرة منها:

- يستخدم الماس في صنع الحلي، وقطع وحت وصقل المواد الأخرى.
- يستخدم الغرافيت في أقلام الرصاص وكمادة تشحيم.
- يستخدم الغرافيت كمهدئ (النيوترونات) moderator في محطات الطاقة النووية، وفي صنع الدهان الأسود.



استخراج الكربون

يُستخرج بعض أشكال الكربون كالماس والغرافيت من الأرض، كما يمكن تركيبها في المختبرات. ويتم إنتاج الماس صناعياً بتعرض الكربون النقي لدرجات ضغط هائل.

اكتشاف الكربون

استخدم الكربون منذ أقدم العصور على شكل فحم نباتي وماس طبيعي.



النيتروجين

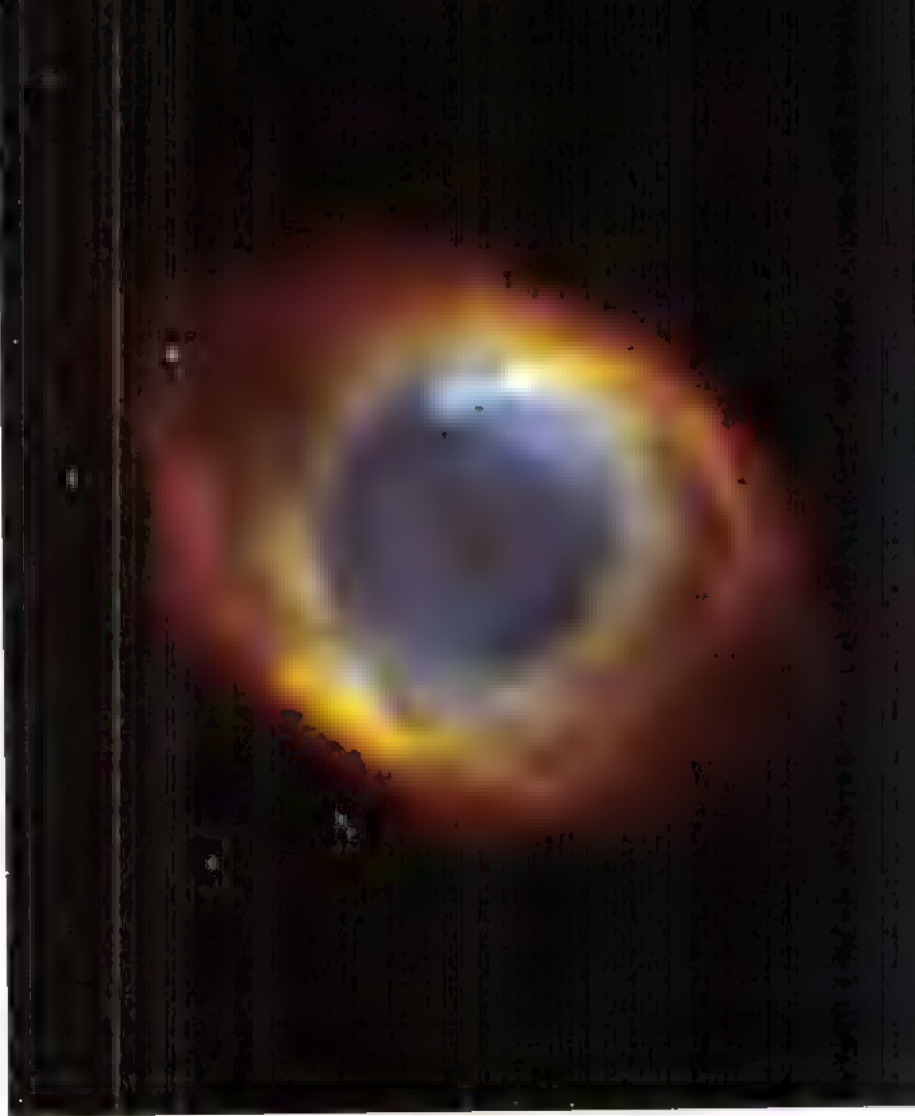
النيتروجين nitrogen أو الآزوت هو أكثر العناصر وجوداً في الغلاف الجوي للأرض حيث يشكل 78% منه. كذلك فهو يوجد في الكثير من الصخور والمعادن على سطح الأرض. ويقع النيتروجين في المجموعة 15 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر.

الخواص

- غاز عديم اللون والرائحة والمذاق
- ينحل قليلاً في الماء
- يتفاعل النيتروجين مع المعادن تحت درجة حرارة عالية ليشكل النيتريدات
- يتفاعل النيتروجين مع الأكسجين في وجود البرق أو الشرارة لينتج أكسيد النيتريك nitric oxide



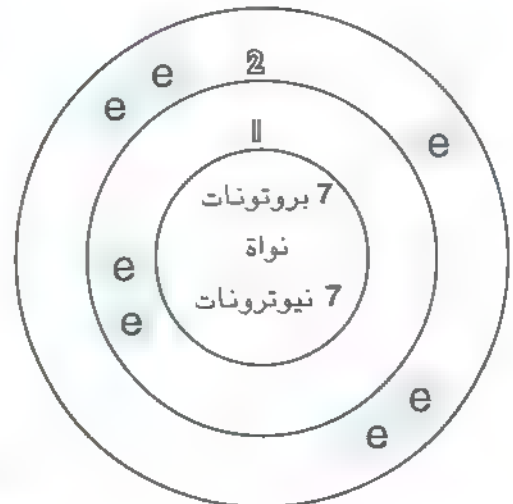
النيتروجين غاز عديم اللون



نظرة سريعة

الرمز	:	N
العدد الذري	:	7
الكتلة الذرية	:	14.0067
نقطة الذوبان	:	-210.1 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	-195.8 درجة مئوية
الكثافة	:	1.25046 غرام/سم ³

البنية الذرية للنيتروجين





اكتشاف النتروجين
اكتشف د. رذرفورد
D.Rutherford
النتروجين سنة
1772. ثم قام
كافنديش بعزل
النتروجين سنة 1785.

هل تعلم؟

للنتروجين نظيران طبيعيان هما النتروجين 14
والنتروجين 15.

استخدامات النتروجين

للنتروجين استخدامات كثيرة منها:

- يستخدم في خلق جو خامل inert atmosphere.
- يستخدم في صنع النشادر بطريقة هابر Haber process.
- يستخدم في ملء المصابيح الكهربائية وموازن الحرارة ذات الدرجات العليا.
- يستخدم في حفظ الوثائق التاريخية والمهمة؛ لأنه لا يتفاعل بسهولة مع العناصر
- يستخدم كمادة تبريد refrigerant (النتروجين السائل).



استخدام النتروجين في إنتاج الثلجات

استخراج النتروجين

يتم الحصول على النتروجين من الهواء السائل بمساعدة محلول من الصودا الكاوية، لإزالة ثنائي أكسيد الكربون. بعد التميع partial distillation يقوم بإجراء عملية تقطير جزئي liquefaction للهواء السائل لكي يفصل النتروجين عن الغازات الأخرى.

وحدة استخراج النتروجين





أكسجين سائل يتم ادخاله لطائرة

الأكسجين

الأكسجين oxygen هو ثاني أكثر العناصر توفراً في الغلاف الجوي، حيث يشكل خمس محتوى الغلاف الجوي للأرض. ويوجد الأكسجين حراً في الجو، كما أنه من أكثر العناصر وجوداً في القشرة الأرضية. ويقع عنصر الأكسجين في المجموعة 16 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر.

نظرة سريعة	
الرمز	O
العدد الذري	8
الكتلة الذرية	5.9994
نقطة الذوبان	-214 درجة مئوية
نقطة الغليان	-183 درجة مئوية
الكثافة	1.429 غرام/سم ³

البنية الذرية للأكسجين



استخدامات الأكسجين

للأكسجين استخدامات كثيرة أهمها

- التنفس.
- عملية الاحتراق وعمليات صناعية أخرى كثيرة.
- عمليات المعالجة الطبية (خزانات وأقنعة الأكسجين).
- في وقود الصواريخ حين ضمه إلى الهيدروجين.



هل تعلم؟

للأكسجين نظائير طبيعية هي الأكسجين-16،
والأكسجين-17، والأكسجين-18.

اكتشاف الأكسجين

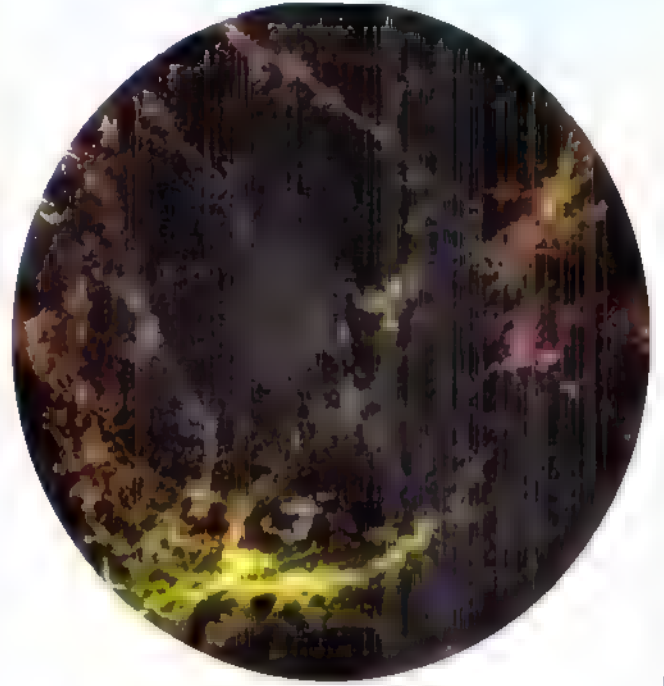
اكتشف الأكسجين الكيميائي السويدي كارل ولهم شيل Carl Wilhelm Scheele سنة 1772، فقد حصل على الأكسجين بتسخينه نترات البوتاسيوم وأكسيد الزئبق والكثير من العناصر الأخرى. ثم قام الكيميائي الإنكليزي جوزيف بريستلي Joseph Priestly باكتشاف الأكسجين منفرداً في وقت لاحق سنة 1774.

خواص الأكسجين

- غاز عديم اللون والطعم والرائحة.
- للأكسجين ثلاثة متأصلات هي: الأكسجين الثنائي الذرة (diatomic oxygen (dioxide)، والأكسجين الأحادي الذرة (monatomic oxygen)، والأوزون (ozone)، أو الأكسجين الثلاثي الذرة (triatomic oxygen).
- الأكسجين أثقل قليلاً من الهواء، ومن الصعب أن ينحل في الماء.
- يساعد الأكسجين على احتراق المواد الأخرى.
- يتفاعل الأكسجين مع مواد أخرى مشكلاً الصدأ (rust).

استخراج الأكسجين

يُنتج الأكسجين من الهواء السائل.



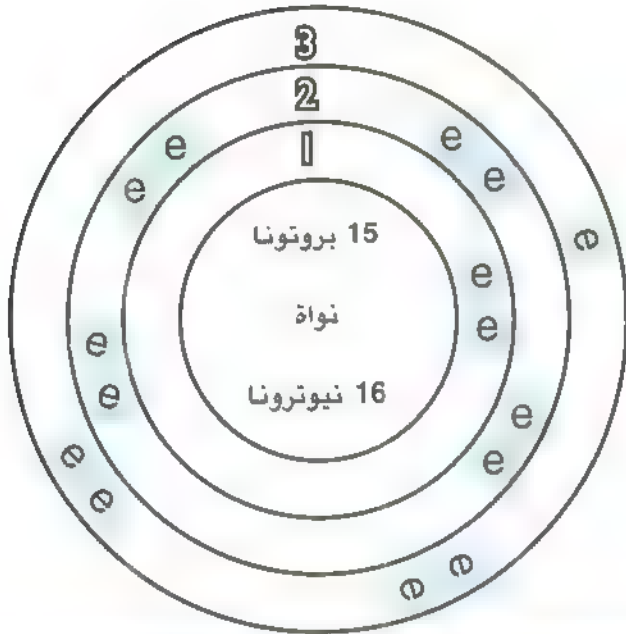
بدل اللون الأخضر على وجود الأكسجين بشكل طبيعي في سديم السرطان

نماذج من الأكسجين السائل تزال من أسطوانة تخزين



الفوسفور

البنية الذرية للفوسفور



الفوسفور phosphorus هو لا معدن ينتمي إلى المجموعة 15 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر. ويوجد الفوسفور عادةً في فوسفات تحوي على الفوسفور والأكسجين وعنصر آخر هو فوسفات الكالسيوم $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

نظرة سريعة

الرمز	P :
العدد الذري	15 :
الكتلة الذرية	30.97376 :
نقطة الذوبان	41 درجة مئوية :
نقطة الغليان	280 درجة مئوية :
الكثافة: الفوسفور الأبيض:	1.8 غرام/سم ³ :
الفوسفور الأحمر:	2.2 غرام/سم ³ :

ضابطة تفحص صاروخاً من
الفوسفور الأبيض المحرم
استخدامه دولياً في الحروب.



استخدامات الفوسفور

- يستخدم الفوسفور في صنع السبائك الفولاذية.
- تستخدم مركبات الفوسفور مثل خامس كبريتيد الفوسفور phosphorus pentasulfide (P_2S_5) وكبريتيد الفوسفور الأحادي والنصف phosphorus sesquisulfide (P_4S_3) في صنع أعواد الثقاب.
- يستخدم الصخر الفوسفاتي phosphate rock في صنع السماد.
- يستخدم الفوسفور في صنع مساحيق وسوائل التنظيف اللا عضوية وأجهزة تيسير الماء water softeners.



يستخدم الفوسفور في صنع أسمدة الغابات

استخراج الفوسفات

- ينتج الفوسفات من الصخر الفوسفاتي عند مزجه بالرمل وفحم الكوك coke (الكربون النقي).
- ثم يسخن خليط الصخر الفوسفاتي والرمل والفحم في فرن كهربائي.
- ينتج عن التسخين تسرب الفوسفور كبخار.
- عندما يبرد البخار فإنه يقسى ويصبح فوسفوراً أبيض.



استخراج الفوسفور

خواص الفوسفور

- الفوسفور عديم اللون ونصف شفاف ذو شكل أبيض صلب، وشمعي الملمس.
- يوجد الفوسفور في ثلاثة أشكال متأصلة هي: الفوسفور الأبيض، والفوسفور الأحمر، والفوسفور الأسود.
- عادة ما يكون الفوسفور الأبيض مادة صلبة شمعية، أما الفوسفور الأحمر والأسود فهما على شكل مساحيق حمراء وسوداء على التوالي.
- يشتعل الفوسفور الأبيض بسرعة عند اتحاده مع الأكسجين.
- يشكل الفوسفور فوسفيدات phosphides عند اتحاده مع المعادن.



اكتشاف الفوسفور

أول من اكتشف الفوسفور هو الفيزيائي الألماني هينريغ براند Hennig Brand سنة 1669.



مكتشف الفوسفور هينريغ براند

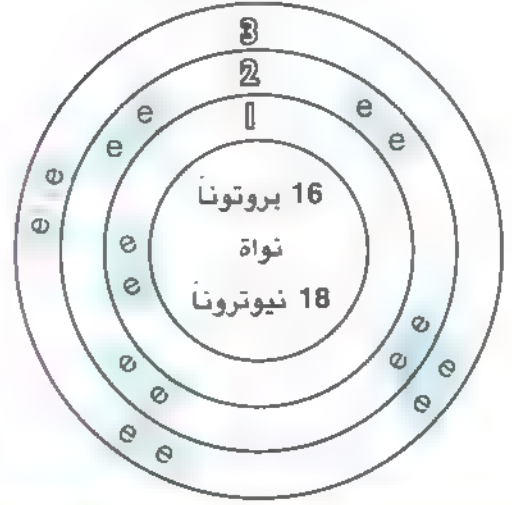
هل تعلم؟

يوجد الفوسفور في ثالث فوسفات الأدينوزين ATP التي تزود الخلايا بالطاقة لكي تبقى حية، وتنجز وظائفها.

الكبريت

الكبريت (sulfur) عنصر كيميائي لا معدني، وهو من أكثر العناصر نشاطاً. ويعد الكبريت تاسع أكثر العناصر وجوداً في القشرة الأرضية حيث يوجد ضمن ترسبات بركانية أو طباقية. يقع الكبريت في المجموعة 16 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر.

البنية الذرية للكبريت



الرمز	نظرة سريعة
S	:
العدد الذري	16
الكتلة الذرية	32.064
نقطة الذوبان	112.8 درجة مئوية
نقطة الغليان	444.6 درجة مئوية
الكثافة	2.07 غرام/سم ³



استخراج الكبريت

- يستخرج الكبريت من فلزاته بطريقة فراش Frasch process.
- تفرز أولاً ثلاثة أنابيب متراكزة في ترسبات المعدن.
- ثم يسخن ماء شديد السخونة في الأنابيب الخارجي لإذابة الكبريت.
- يمتلئ الأنبوب الداخلي بالهواء الحار المضغوط فتتشكل الرغوة والضغط داخل الأنبوب.



- تخرج رغوة الكبريت من الأنبوب الأوسط بسبب الضغط العالي الذي صنعه الهواء المضغوط.
- الكبريت الذي يتم الحصول عليه بهذه الطريقة لا يحتاج إلى أي تقطير لأنه نقي بنسبة 99.5%.

خواص الكبريت

- مادة صلبة وقصفة ذات لون أصفر شاحب.
- عديمة المذاق والرائحة.
- ينحل الكبريت في ثنائي كبريتيد الكربون، ولكنه لا ينحل في الماء.
- الكبريت عنصر نشط، ويمكنه أن يتفاعل مع جميع العناصر الأخرى، عدا الغازات والذهب والبلاتين.
- لا ينحل في الماء.
- يحترق الكبريت مطلقاً لهباً أزرق.
- يتشكل الكبريت ثنائي أكسيد الكبريت عند تفاعله مع الهواء:



- يتشكل الكبريتيد والثيوكبريتات عندما ينحل الكبريت في المحاليل القلوية الكاوية.



اكتشاف الكبريت

عرف الكبريت منذ أقدم العصور، وقد ورد ذكره في النصوص الدينية القديمة. وقد استخدم الكبريت كمادة تدخين fumigant وتطهير disinfectant لدى اليونانيين والرومان القدماء.

هل تعلم؟

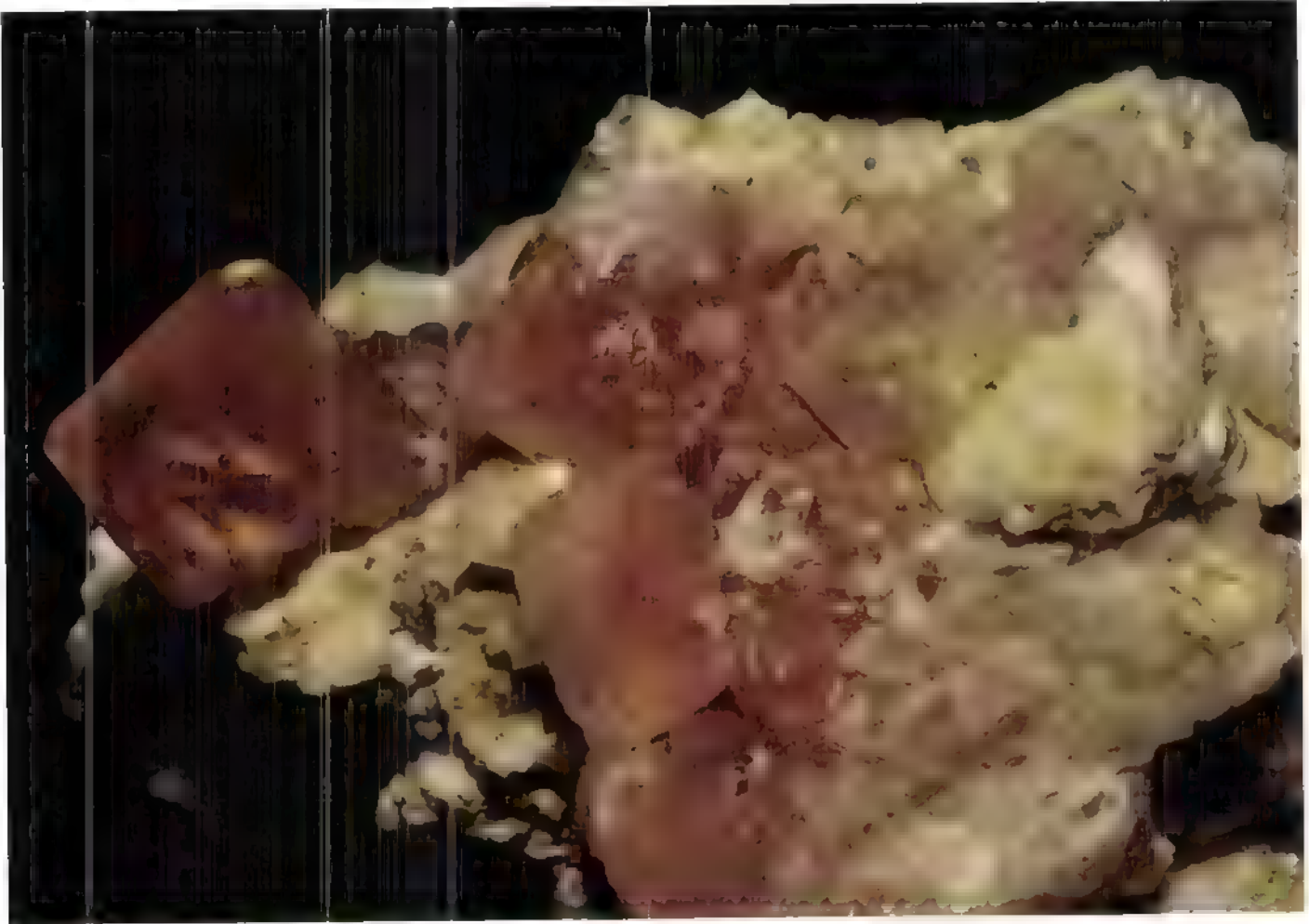
كان أنطوان لافوازييه Antoine Lavoisier

أول من صنف الكبريت كونه عنصراً سنة 1777.

استخدامات الكبريت

- يستخدم الكبريت في صنع الأسمدة الفوسفاتية.
- يستخدم الكبريت في صنع البارود وأعواد الثقاب والمنظفات ومبيدات الفطور fungicides.
- يعمل الكبريت كمادة حافظة preservative، وكثيراً ما يستخدم في حفظ الفواكه المجففة.
- يستخدم في صنع حمض الكبريت sulphuric acid وهو من أهم المواد التي تدخل في الصناعة.
- كما يستخدم كأحد المكونات المهمة في تركيب مراهم معالجة حب الشباب.





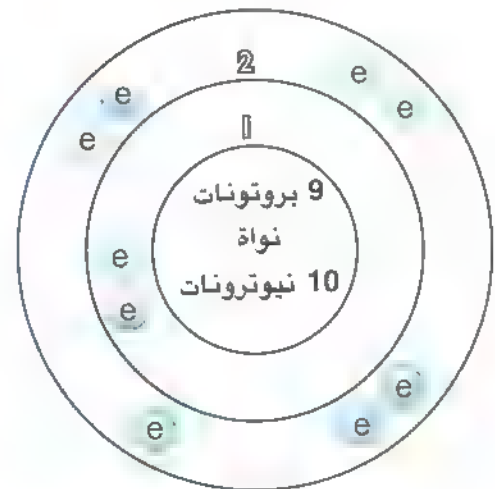
الفلور

الفلور fluorine من الهالوجينات، وينتمي إلى المجموعة 17 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر. وهو أخف الهالوجينات، ويوجد على شكل فلزات كالفلورسبار *flwuorspar*، والفلوراباتيت *fluorapatite* والكريوليت *cryolite*.

نظرة سريعة

الرمز	:	F
العدد الذري	:	9
الكتلة الذرية	:	18.998404
نقطة الذوبان	:	-219.62 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	-188.1 درجة مئوية
الكثافة	:	1.7 غرام/سم ³

البنية الذرية للفلور



فلوريد البوتاسيوم

يعد فلوريد البوتاسيوم
potassium fluoride

مصدراً مهماً

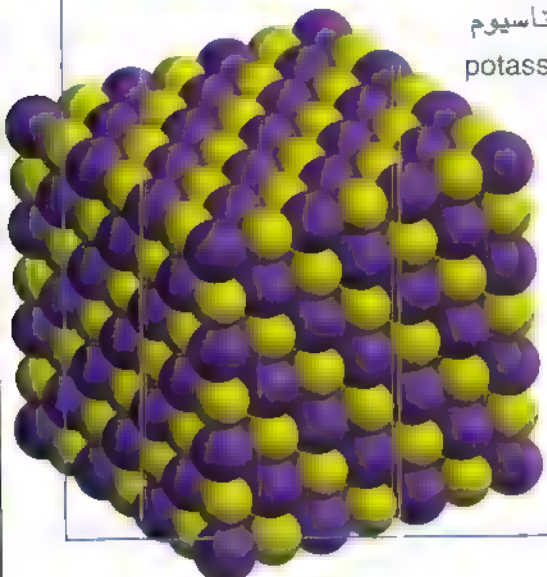
لشوارد الفلور

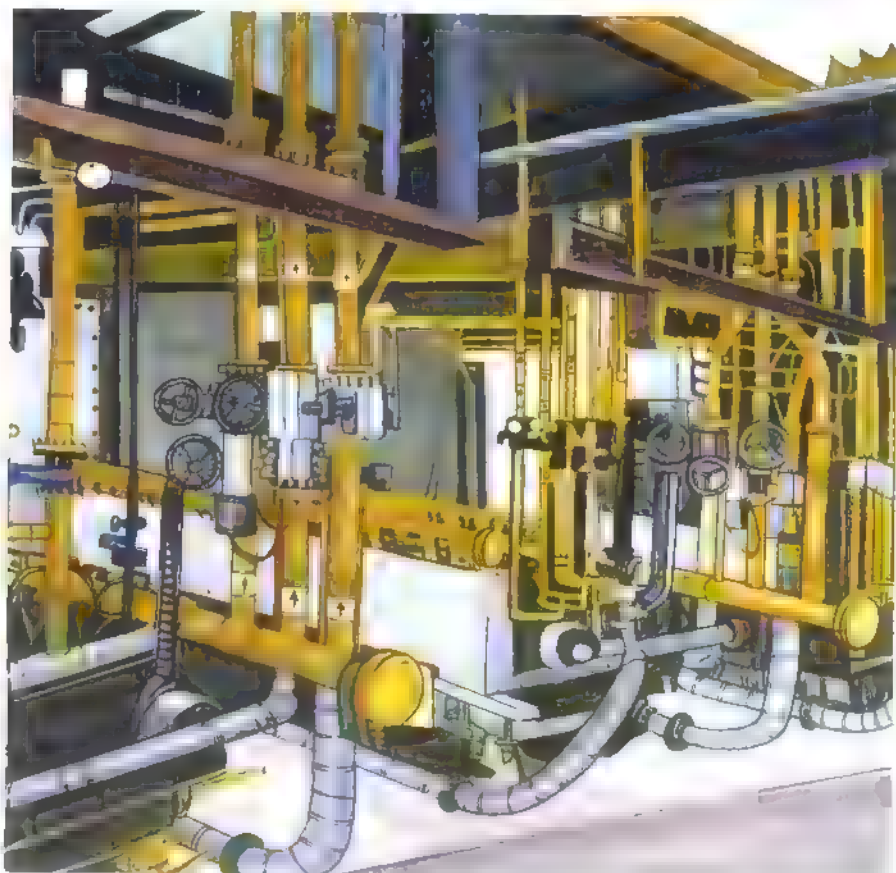
التي تستخدم

في الصناعة

وطب الأسنان.

التركيب الثلاثي
الأبعاد لفلوريد
البوتاسيوم





استخراج الفلور

يُحصل على الفلور بإمرار تيار كهربائي عبر مزيج من فلوريد الهيدروجين hydrogen fluoride وفلوريد البوتاسيوم الهيدروجيني potassium fluoride. وتعرف هذه العملية بطريقة مواسان Moissan's method.

خواص الفلور

- الفلور غاز ذو لون أصفر شاحب.
 - له رائحة قوية ومميزة.
 - يتفاعل متفجراً عند خلطه بالماء، ويشكل فلوريد الهيدروجين:
- $$2F_2 + 2H_2O \Rightarrow 4HF + O_2$$
- يشكل الفلور سوائل ثالث فلوريد البروم BrF_3 وخامس فلوريد اليود IF_5 ، حين يتحد مع كل من هذين العنصرين.

هل تعلم؟

الفلور هو أكثر العناصر نشاطاً، ويتفاعل تقريباً مع جميع العناصر، حتى الغازات النبيلة، في ضغط عال ودرجات حرارة عليا.

استخدامات الفلور

للفلور استخدامات كثيرة تعدد منها

- صناعة الفريون freon، وهو مادة تبريد.
- يدخل في مركبات الفلور العضوية.
- صنع سادس فلوريد اليورانيوم uranium hexafluoride الذي يستخدم في فصل نظائر اليورانيوم في منبذات اليورانيوم centrifuges.
- في صنع الفلوريدات، وهي المركبات التي تستخدم في معاجين الأسنان.
- يضاف إلى مخزون المياه ليمنع تلف الأسنان

اكتشاف الفلور

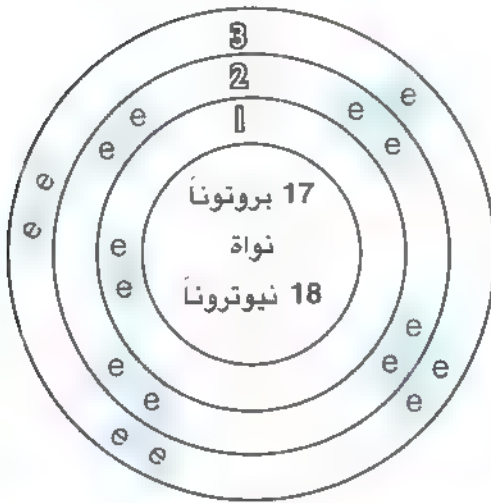
عزل الفلور الكيميائي الفرنسي هنري مواسان عام 1886.



الكلور

الكلور **chlorine** غاز سام جداً، وينتمي إلى عائلة الهالوجينات. يوجد الكلور على شكل شاردة الكلوريد في الملح الصخري في المحيطات والبحار.

البنية الذرية للكلور



نظرة سريعة

الرمز	:	Cl
العدد الذري	:	17
الكتلة الذرية	:	35.453
نقطة الذوبان	:	101- درجة مئوية
نقطة الغليان	:	35- درجة مئوية
الكثافة	:	0.003 غرام/سم ³

اكتشاف الكلور

اكتشف الكلور الكيميائي السويدي كارل ولهم شيل Carl Wilhelm Scheele سنة 1774. وقد حصل على الكلور بمعالجة حامض الكلوريديك (hydrogen chloride acid) بثنائي أكسيد المنغنيز manganese dioxide. ولكن الذي حدد الكلور كعنصر كيميائي كان عالم الكيمياء الإنكليزي السير همفري ديفي Sir Humphrey Davy سنة 1810.

يستخدم الكلور في تنظيف مياه برك السباحة



استخدامات الكلور

تشمل استخدامات الكلور العديدة ما يلي:

- تنقية المياه.
- تنقية ماء أحواض السباحة.
- في صنع مسحوق ومطول التقصير bleach.
- صنع المذيبات الكلور وعضوية ككلوريد الميثيلين methylene chloride والكلوروفورم chloroform ورابع كلوريد الكربون carbon tetrachloride.
- صنع مواد التقصير المحلية والمطهرات ومبيدات الحشرات والدائن وحمض كلور الماء.
- صنع الدهانات والمرذات والدواسر الصاروخية propellants.

استخراج الكلور

ينتج الكلور عن إمرار تيار كهربائي في كلور الصوديوم المنحل بالماء أو كلور الصوديوم المذاب. وتعد هذه العملية من أهم العمليات في الصناعات الكيميائية؛ حيث ينتج عنها مادتان كثيرتا الاستخدام هما ماءات الصوديوم NaOH ، والكلور Cl_2 ، وغاز الهيدروجين H_2 .

خواص الكلور

- الكلور غاز أصفر يعميل إلى الاخضرار.
- شديد السمية.
- ذو رائحة لاذعة.
- يتبخر في الهواء الندي.
- يشكل الكلور كلوريد الهيدروجين hydrogen chloride حين يتفاعل معه بشكل متفجر.
- قابل للاندخال في الماء.
- يشكل الكلور مزيجاً من حمض الهيبوكلوروز hypochlorous acid وحمض كلور الماء عند تفاعله مع الماء.
- يتشكل كلوريد الصوديوم وهيبوكلوريت hypochlorite الصوديوم حين يتفاعل الكلور مع محلول بارد من ماءات الصوديوم.
- يتشكل مزيج من كلوريد الصوديوم وكلورات الصوديوم حين يتفاعل الكلور مع محلول ساخن من ماءات الصوديوم.



هل تعلم؟

استخدم غاز الكلور في البداية كسلاح أثناء الحرب العالمية الأولى. ويؤدي غاز الكلور إلى مشاكل تنفسية، ويخرش الأغشية المخاطية، أما السائل فيحرق الجلد.



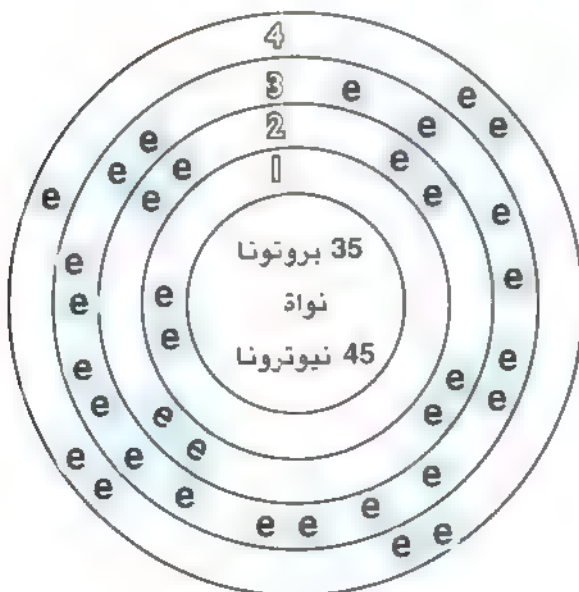
رش مبيد آفات يحوي على البروم في منطقة سبخية

البروم

البروم **bromine** هو العنصر اللا معدني الوحيد الذي يكون سائلاً في درجة حرارة الغرفة، وهو العضو الثالث في عائلة الهالوجينات.

يتوفر البروم في الطبيعة، ويمكن اكتشافه في الكثير من المواد اللا عضوية. ويقع البروم ضمن المجموعة 17 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر.

البنية الذرية



نظرة سريعة

الرمز	:	Br
العدد الذري	:	35
الكتلة الذرية	:	79.904
نقطة الذوبان	:	-7 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	58 درجة مئوية
الكثافة	:	3.1 غرام/سم ³



يعد ماء البحر مصدراً للبروم

استخراج البروم

- يوجد البروم بشكل رئيس في مياه البحر: كأملاح البروم مثل بروميد الصوديوم sodium bromide (NaBr).
 - يضاف الكلور أولاً إلى ماء البحر الذي يحوي على بروميد الصوديوم أو بروميد البوتاسيوم.
 - ثم يمرر غاز الكلور عبر محلول يحوي على شوارد البروم (-) Br.
 - يتم نتيجة لذلك إطلاق البروم الحر:
- $$2\text{Br}^- + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Br}_2 + 2\text{Cl}^-$$



انتوان جيروم بالار

اكتشاف البروم

اكتشف الكيميائي الفرنسي أنتوان جيروم بالار البروم Jerome Balard كونه عنصر كيميائي سنة 1826 حين عزل البروم عن الكلور.

خواص البروم

- البروم سائل بني يميل إلى الحمرة القاتمة.
- ينحل البروم في السوائل العضوية كالأثير ether والكحول alcohol ورابع كلوريد الكربون carbon tetrachloride.
- يؤدي تفاعل البروم مع الماء إلى تشكيل حمض البروم hydrobromic acid وحمض البروموز hypobromous acid.
- البروم عنصر شديد التفاعل إلى حد أنه يتفاعل مع المعادن اللا تفاعلية كالبلاتين والبالاديوم.
- يؤدي تفاعله مع البوتاسيوم إلى حدوث انفجار.

هل تعلم؟

البروم سائل سام يمكن أن يتسبب بإتلاف الجلد والجهاز التنفسي والجهاز الهضمي، ويمكن أن يؤدي إلى الوفاة.

استخدامات البروم

- تشمل استخدامات البروم العديدة ما يلي:
- يستخدم البروم بكثرة في تركيب المواد المؤخرة للهب flame retardant materials.
- يستخدم البروم في حفر الآبار.
- يستخدم البروم في صنع مبيدات الآفات والحشرات.
- له استخدامات مهمة في عمليات التصوير الضوئي، وفي إنتاج الغاز الطبيعي والنفط.
- يستخدم كذلك في صنع بعض الأصبغة.



خبر أجهزة يقيس مستوى البروم في ماء الشرب

اليود

اليود iodine عنصر كيميائي لا معدني ينتمي إلى عائلة الهالوجينات، وهو أثقل الهالوجينات، ولكنه نادر الوجود نسبياً على الأرض. وهو يوجد في الطبيعة منحلّاً في ماء البحر، وفي بعض الفلزات والترب.

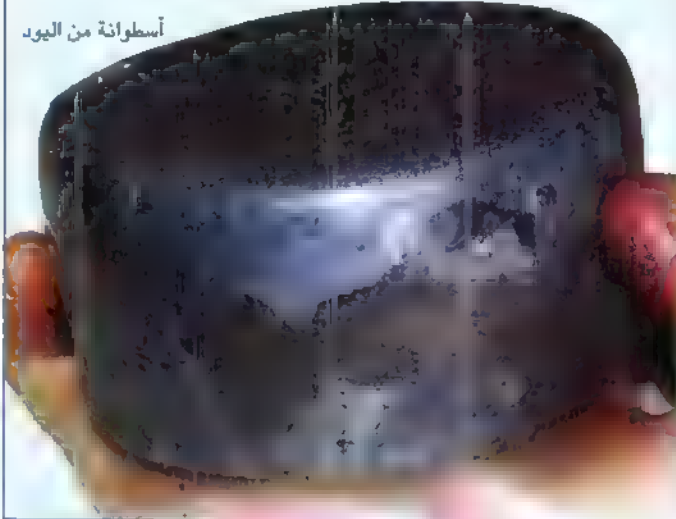
نظرة سريعة

الرمز	:	I
العدد الذري	:	53
الكتلة الذرية	:	126.904
نقطة الذوبان	:	113.5 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	1834 درجة مئوية
الكثافة	:	4.94 غرام/سم ³

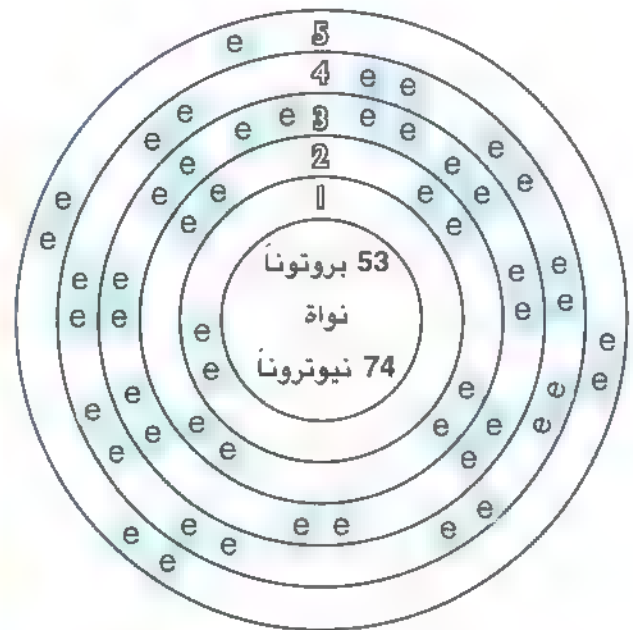
خواص اليود

- عنصر أسود مائل للزرقة.
- مادة صلبة ذات لمعة.
- ينحل بشكل بسيط في الماء معطياً محلولاً أصفر.
- له رائحة واخزة.
- يتفاعل اليود مع هيدروكسيد الألومنيوم aluminum hydroxide مشكلاً يوديد حساس للصدمات عند جفافه.

أسطوانة من اليود



البنية الذرية لليود





استخدامات اليود

- يستخدم اليود كمطهر.
- يستخدم في عمليات التصوير.
- يستخدم في صناعة الأصبغة والعقاقير.
- يستخدم اليود ككاشف reagent في الكيمياء التحليلية.
- يستخدم اليود في صنع مبيدات البكتيريا وماتعات العفونة.
- يستخدم طبيياً كمادة مخففة، ومحلول اليودوفورم iodoform المطهر.
- يضاف اليود إلى ملح الطعام وعلف الحيوانات.
- يستخدم اليود كأحد مكونات حبوب تنقية المياه التي تستعمل في إعداد مياه الشرب.

هل تعلم؟

يستخدم اليود-131، وهو أحد نظائر اليود المشعة، في علاج أمراض الغدة الدرقية.

استخراج اليود

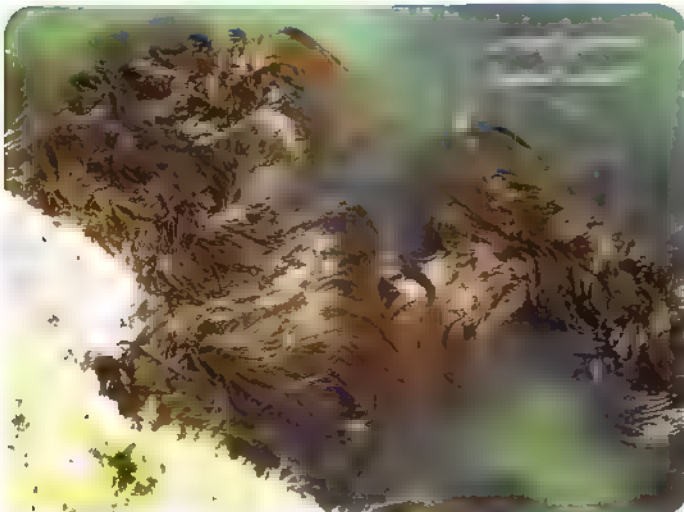
- يتم الحصول على اليود بإحراق الأعشاب البحرية.
- تزال بعض الأملاح من الأعشاب البحرية ككلور الصوديوم وكلور البوتاسيوم وكبريتات البوتاسيوم؛ بغسل الأعشاب في الماء.
- ثم يسخن الناتج مع ثنائي أكسيد المنغنيز وحمض الكبريت المركب فيتحرر اليود:



اكتشاف اليود

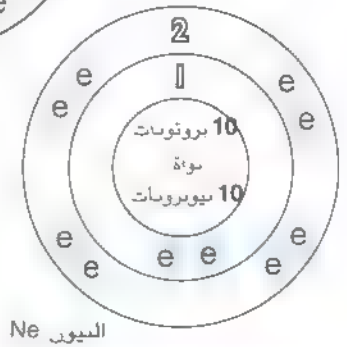
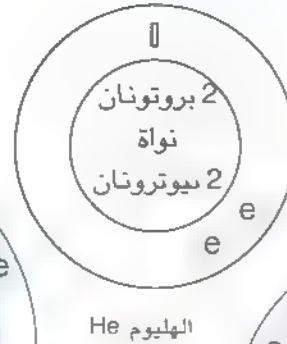
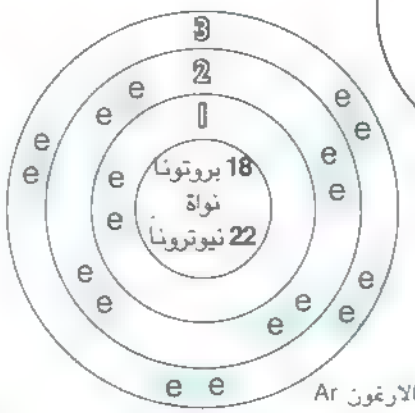
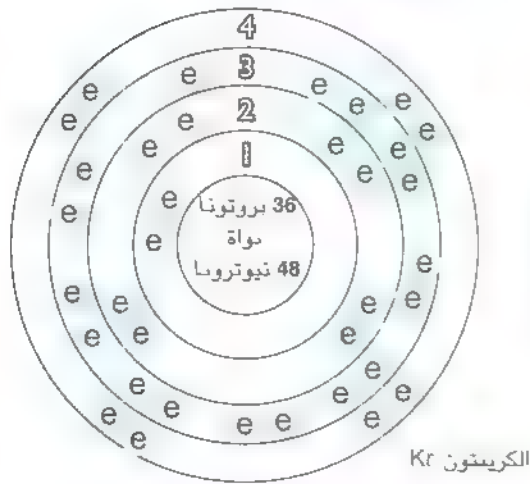
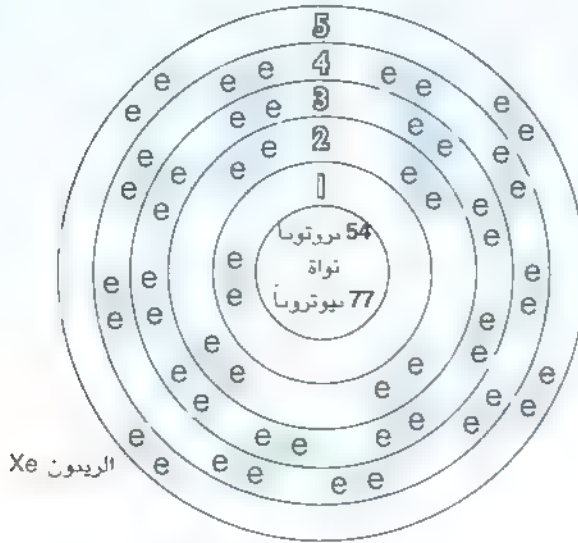
اكتشف الكيميائي الفرنسي برنار كورتوا Bernard Courtois اليود سنة 1811، حين كان

ينتزع مركبات الصوديوم والبوتاسيوم من رمال الأعشاب البحرية kelp. وقد عالج أعشاب البحر بحمض الكبريت فتشكلت غيمة أرجوانية اللون من تلك الكتلة، ثم تركّز الغاز على الأشياء المعدنية في الغرفة مشكلاً اليود الصلب.



الغازات النبيلة

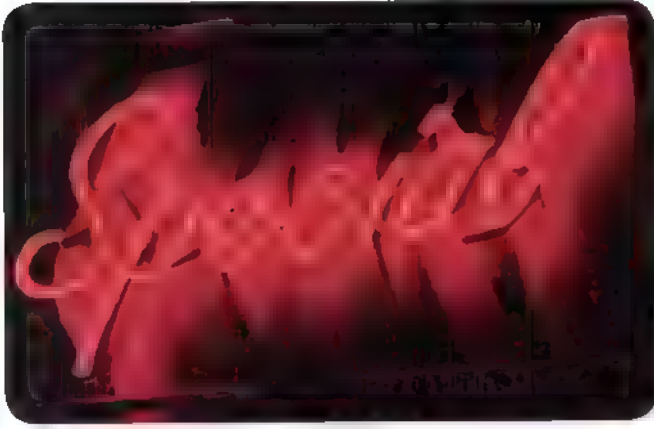
الغازات النبيلة noble gases هي غازات خاملة inert gases تقع في المجموعة 18 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر، وتدعى أحياناً بالمجموعة O. تضم الغازات النبيلة الهليوم helium، والنيون neon، والأرغون argon، والكريبتون krypton، والزينون xenon.



نظرة سريعة

الرمز	He	Ne	Ar	Kr	Xn
العدد الذري	2	10	18	36	54
الكتلة الذرية	4.002602	20.17	39.95	83.80	131.30
نقطة الذوبان (درجة مئوية)	-272.2°	-248.6°	-189.3°	-157.36°	-111.7°
نقطة الغليان (درجة مئوية)	268.9°	-245.92°	-185.86°	-152.9°	-108.3°
الكثافة غرام/سم ³	0.178	0.89994	1.784	3.64	5.8971





لوحة اعلان نيونية

هل تعلم؟

لا توجد اليوم سوى مركبات الكريبتون والرادون والزينون، أما مركبات الغازات النبيلة الأخرى فينبغي تحضيرها.

خواص الغازات النبيلة

- غير متفاعلة نسبياً
- قليلة الميل إلى كسب أو خسارة الإلكترونات.
- لها نقاط غليان منخفضة
- توجد على شكل غاز في درجة حرارة الغرفة.

إنتاج الغازات النبيلة

- ينتج الهليوم من إسالة الغاز الطبيعي
- ينتج النيون من إسالة الهواء بالتقطير الجزئي. fractional distillation
- ينتج الأرجون من الهواء بالتقطير الجزئي
- ينتج الكريبتون من بقايا الهواء المسال بالتقطير الجزئي
- ينتج الزينون من بقايا الهواء المسال بالتقطير الجزئي

الاستخدامات

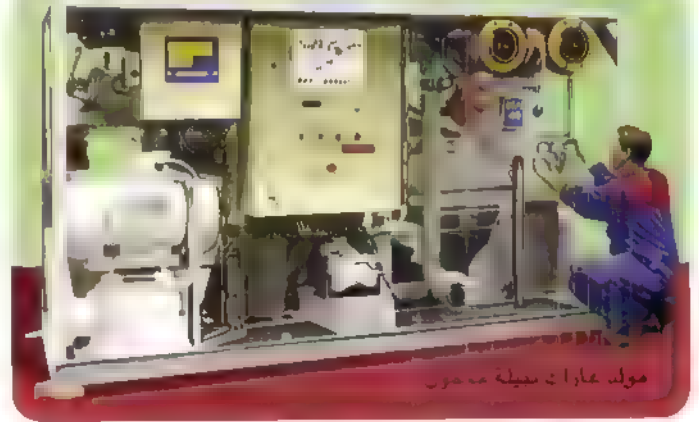
- يستخدم الهليوم كمادة تبريد في الموصلات الفائقة superconductors، وفي ملء المناطيد airships، وعمليات اللحام، وصنع الموصلات أحادية الاتجاه semiconductors.

- يستخدم النيون في صمامات التفريغ discharge tubes.

- يستخدم الأرجون في صمامات التفريغ، وكغاز لملء المصابيح الكهربائية.

- يستخدم الكريبتون في مختلف المصابيح التي تعطي درجات عالية من الإضاءة.

- يستخدم الزينون كغاز ملء في المصابيح الكهربائية المستخدمة في المسلات projectors.



مولد غازات نبيلة مخزون



He

Ne

Ar

اليورانيوم

اليورانيوم **uranium** عنصر معدني مشع، ينتمي إلى السلسلة الأكتينية من المعادن الانتقالية. وهو

معدن نادر يوجد على شكل فلزات كالبتشبلند

pitchblende واليورانيينيت **uraninite**

والكارنوتيت **carnotite**. واليورانيوم أثقل العناصر

وآخرها على الجدول الدوري.

استخدامات اليورانيوم

من الاستخدامات العديدة لليورانيوم

- صناعة الزجاج
- تلوين الخزف
- مادة انشطارية **fissionable material** في الصناعات النووية.

اكتشاف اليورانيوم

اكتشف م. هـ. كلابروث **M. H. Klaproth** اليورانيوم على شكل أكسيد سنة

1789، وقد عزله كمعدن إ. م. بيليغو **E. M. Peligot** سنة 1842.

يستخدم اليورانيوم في محطات الطاقة النووية.

المتشبلند





اليورانيوم

- خواص اليورانيوم
- معدن لمار فضي اللون.
- قابل للطرق والشد.
- عنصر نشط نسبياً
- يذبل في معظم الحموض
- يتفاعل مع الماء والكثير من اللا معادن كالأكسجين والكبريت والهالوجينات.

البنية الذرية لليورانيوم



هل تعلم؟

تعرف العناصر الواقعة في السلسلة الأكتينية بالعائلة الأكتينية actinide family. وتتألف العائلة الأكتينية من عناصر تكون أعدادها الذرية بين 90 و 103.

التعقيب عن اليورانيوم تحت الارض



نظرة سريعة

الرمز	:	U
العدد الذري	:	92
الكتلة الذرية	:	238.03
نقطة الذوبان	:	1132.3 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	3818 درجة مئوية
الكثافة	:	19.05 غرام/سم ³

استخراج اليورانيوم

- 1- يعالج فلز اليورانيوم أولاً بحمض الآزوت لإنتاج نترات اليورانيل uranyl nitrates.
- 2- ثم تستخدم نترات اليورانيل لإنتاج ثنائي أكسيد اليورانيوم uranium dioxide.
- 3- وأخيراً ينتج ثنائي أكسيد اليورانيوم معدن اليورانيوم وغاز الهيدروجين.

الهيدروكربونات

الهيدروكربونات hydrocarbons هي مركبات كربونية تتألف من الكربون والهيدروجين فقط. ويختلف عدد ذرات الكربون في جزيئات كل من الهيدروكربونات. ويمكن للهيدروكربونات أن تكون ذات ترابط أحادي single bonded أو ثنائي double bonded بحسب عدد الوصلات التي تربط بين ذرات الكربون. وتضم الهيدروكربونات الأحادية الترابط: الميثان methane، والإيثان ethane، والبروبان propane، والبيوتان butane، والبنتان pentane، والهكسان hexane.

الهيدروكربونات الدهنية والعطرية

الهيدروكربونات الدهنية

aliphatic والعطرية

aromatic هما نوعان

من الهيدروكربونات

يعتمدان على وجود

حلقات البنزين

benzene rings.

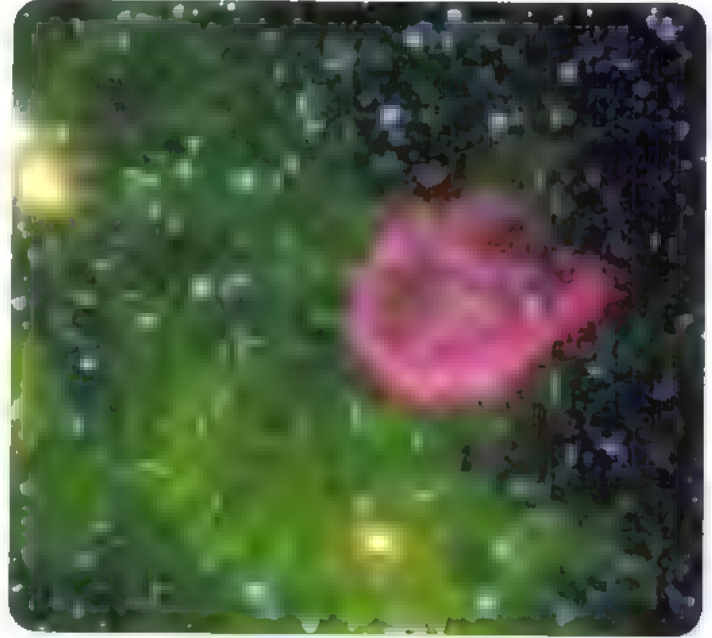
ويمكن للهيدروكربونات

الدهنية أن تكون مشبعة أو غير

مشبعة لا تحوي حلقات البنزين. أما الهيدروكربونات العطرية

فتحوي حلقة أو أكثر من حلقات البنزين. وحلقة البنزين هي حلقة

تحتوي ست ذرات كربون ترتبط فيما بينها سلسلة مزدوجة متناوبة.



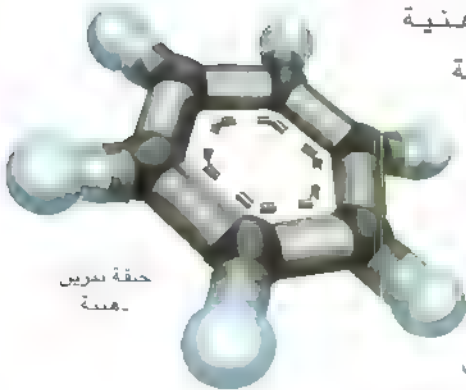
توجد الهيدروكربونات العطرية المتعددة الحلقات بشكل طبيعي في مناطق التشكلات النجمية في الكون

الهيدروكربونات المشبعة

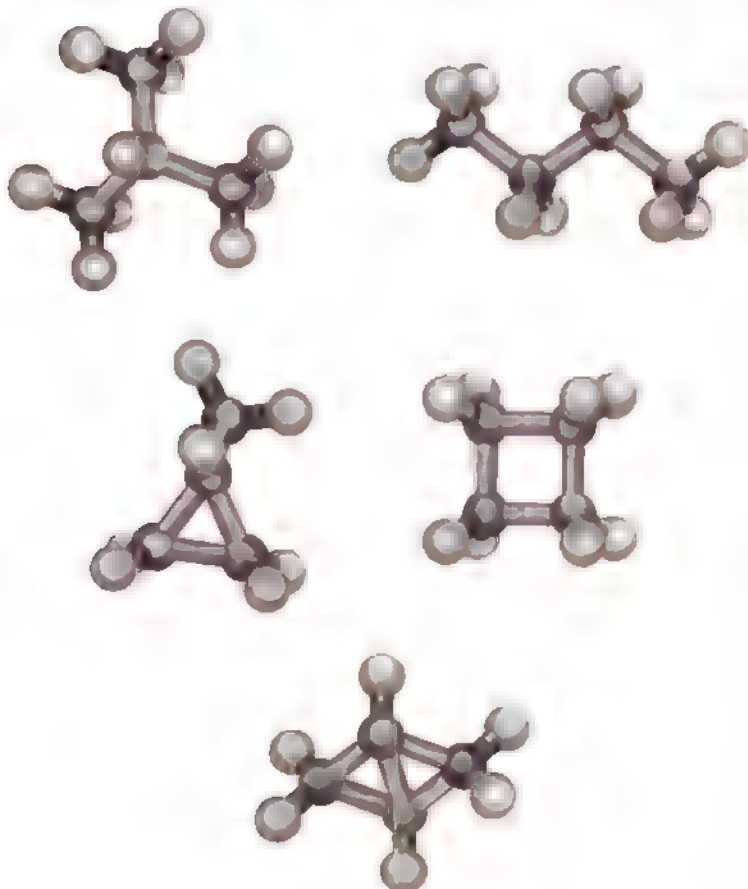
- الهيدروكربونات المشبعة saturated hydrocarbons هي هيدروكربونات تحوي على وصلة واحدة بين ذرات الكربون المتجاورة فيها.
- كما أنها تحوي وصلة واحدة بين كل ذرة كربون وذرة هيدروجين.
- لا يمكن لذرة الهيدروجين أو أية ذرة أخرى أن تشكل وصلة بنفسها، لذا سميت بالهيدروكربونات المشبعة.
- تخضع الهيدروكربونات المشبعة إلى تفاعل تبادلي substitution reaction.
- وتدعى الهيدروكربونات المشبعة بالألكانات alkanes.
- الهيدروكربونات المشبعة أقل تفاعلاً بسبب وجود جميع الوصلات الإسهامية covalent bonds الوحيدة.
- تحوي الهيدروكربونات المشبعة على ذرات هيدروجين أكثر من الهيدروكربونات اللا مشبعة.

الكحول والحموض

حين تحل عناصر أو مجموعات مختلفة من الذرات محل ذرات الهيدروجين في الألكانات والهيدروكربونات الأخرى تتشكل عائلات جديدة من المركبات: كالكحول alcohols والحموض acids. تحوي المواد الكحولية كالإيثانول والبروبانول مجموعة هيدروكسيل أو OH- ملتصقة بذرة الكربون. وتحوي الحموض كحمض الخل (أو الحمض الإيثاني) ethanoic acid والحمض الزبدى (أو الحمض البوتيري) butanoic acid مجموعة الكربوكسيلات COOH .



حلقة بنزين
هشة



هيدروكربونات مشبعة رباعية الكربون



يحتوي غاز الطهو على البوتان

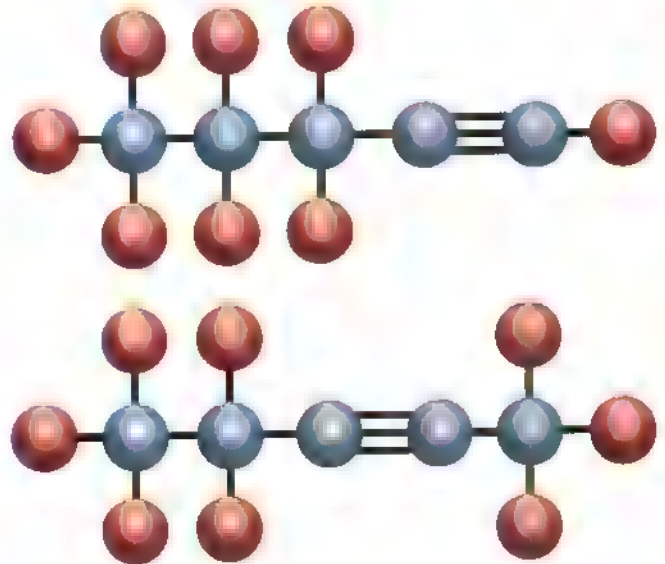
مجموعة الألكانات

الميثان هو أبسط الهيدروكربونات، وهو أول أعضاء عائلة الألكانات. والصيغة الجزيئية للميثان هي CH_4 ، وتحتوي ذرة كربون واحدة وأربع ذرات هيدروجين، ترتبط بذرة الكربون بوصلات إسهامية وحيدة. تلي ذلك مركبات الإيثان والبروبان والبوتان والبنتان والهكزان، حيث يزيد عدد ذرات الكربون والهيدروجين مع كل مركب، كما يلي:

الإيثان: ذرتا كربون، وستة ذرات هيدروجين، C_2H_6 .
البروبان: ثلاث ذرات كربون، وثمانية ذرات هيدروجين، C_3H_8 .
البوتان: أربع ذرات كربون، وعشر ذرات هيدروجين، C_4H_{10} .
البنتان: خمس ذرات كربون، واثنى عشرة ذرة هيدروجين، C_5H_{12} .
الهكزان: ست ذرات كربون، وأربع عشرة ذرة هيدروجين، C_6H_{14} .

السلاسل المتماثلة

تصنف الهيدروكربونات ضمن سلاسل تعرف بالسلاسل المتماثلة homologous series وفقاً للمركبات التي تتألف منها. وللسلاسل المتماثلة بنى وخواص كيميائية متشابهة. ويختلف كل مركبين متعاقبين في السلسلة عن بعضهما من حيث صيغتهما الجزيئية بمجموعة CH_2 الموجودة في كل منهما.



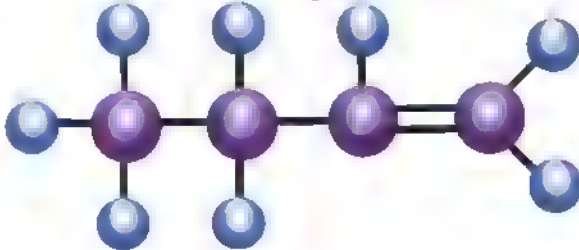
الهيدروكربونات اللا مشبعة

- الهيدروكربونات اللا مشبعة unsaturated hydrocarbons هي هيدروكربونات تحوي وصلة مساهمة مزدوجة double covalent bond، أو وصلة مساهمة ثلاثية triple covalent bond بين ذرات الكربون فيها.
- وخلافاً للهيدروكربونات المشبعة يمكن أن يشكل عدد أكبر من ذرات الهيدروجين وصلات بذرات الكربون الموجودة.
- تخضع الهيدروكربونات اللا مشبعة إلى تفاعل ضم addition reaction.
- يمكن للهيدروكربونات اللا مشبعة أن تكون ألكينات alkenes أو ألكاينات alkynes وفقاً لكون الوصلات ثنائية أو ثلاثية.
- وعادةً ما تكون الهيدروكربونات اللا مشبعة أكثر تفاعلاً بسبب وجود الوصلات الثنائية والثلاثية.
- للهيدروكربونات اللا مشبعة عدد أقل من ذرات الهيدروجين.

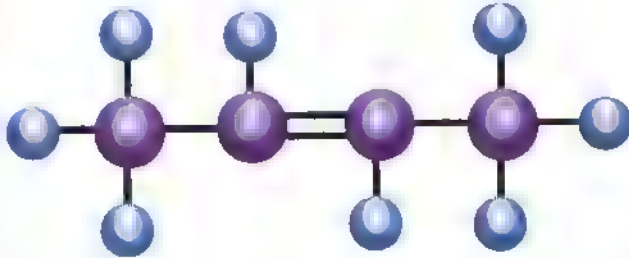
التزامر

التزامر (أو التصاوغ) isomerism هو إحدى خاصيات الهيدروكربونات؛ حيث يمكن لارتباط ذرتي كربون أن يشكل مركبات ذات صيغة جزيئية متشابهة، ولكنها مختلفة من حيث الصيغة التركيبية. ويؤدي التزامر إلى امتلاك المركبات لخواص طبيعية مختلفة. وتدعى المركبات ذات الصيغة الجزيئية المتشابهة بالمصاوغات isomers.

المصاوغ التركيبي رقم 1



المصاوغ التركيبي رقم 2



هل تعلم؟

تدعى المركبات العطرية بهذا الاسم نسبة لروائح زيوتها العبقة.

الأسيتيلين

الأسيتيلين **acetylene** هو أول عضو في الهيدروكربونات، وأكثرها شيوعاً. ويحوي الأسيتيلين على زوج أو أكثر من ذرات الكربون، تتصل فيما بينها بوصلات ثلاثية. والصيغة الكيميائية للأسيتيلين هي C_2H_2 .

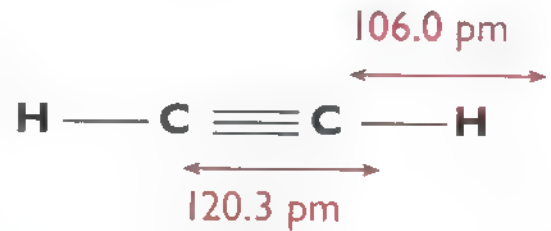


نظرة سريعة

الرمز	:	C_2H_2
نقطة الذوبان	:	-80.8 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	-84 درجة مئوية
الكثافة	:	1.097 كغ/م ³



الصيغة الكيميائية



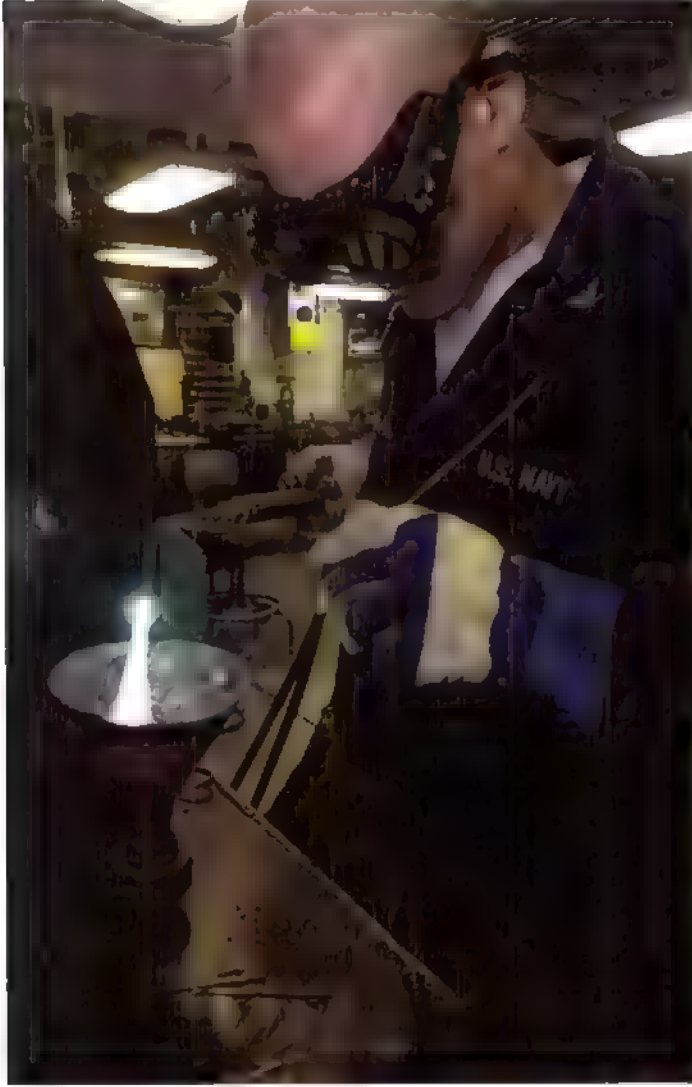
استخدامات الأسيتيلين

- للأسيتيلين استخدامات كثيرة نذكر منها:
- يستخدم لتحضير الإيثانول ethanol.
- يستخدم كوقود للحام بالأسيتيلين ولقطع المعادن.
- يستخدم كمادة خام تدخل في تركيب العديد من المواد الكيميائية العضوية واللدائن كمحود كلوريد الفينيل vinyl chloride monomer والكلوريد المتعدد الفينيل (polyvinyl chloride (PVC).



خواص الأسيتيلين

- غاز عديم اللون وقابل للاشتعال.
- ذر رائحة مقبولة.
- يؤدي تحلل الأسيتيلين إلى تفكك عناصره وإطلاق حرارة.
- يتفجر الأسيتيلين عند امتزاجه بالهواء.
- يعطي الأسيتيلين ضوءاً أبيض صافياً عند حرقه بالكمية الصحيحة من الهواء.
- يتحد الأسيتيلين مع بعض العناصر المعدنية كالفضة أو النحاس أو الصوديوم ليشكل معها الأسيتيليدات acetylides حيث تحل هذه المعادن مكان ذرات الهيدروجين.



إنتاج الأسيتيلين

يمكن إنتاج الأسيتيلين بأي من الطرائق التالية:

تفاعل الماء مع كربيد الكالسيوم.



إمرار الهيدروكربون عبر قوس كهربائي.

الاحتراق الجزئي للميتان بالهواء أو الأكسجين.



طاحونة كربيد استخدمت في صنع غاز الأسيتيلين أثناء القرن العشرين.



اكتشاف الأسيتيلين

اكتشف إدموند ديفي Edmond Davy

الأسيتيلين سنة 1836،

وعرفه بأنه: "المركب الجديد

للهدروجين" new

carburet of hydrogen.

وفي سنة 1860 أعاد

الكيميائي الفرنسي

مارسيلان برتيلو

Marcellin Berthelot

اكتشاف الأسيتيلين

وهو الذي أعطاه اسمه

الحالي.



مارسيلان برتيلو

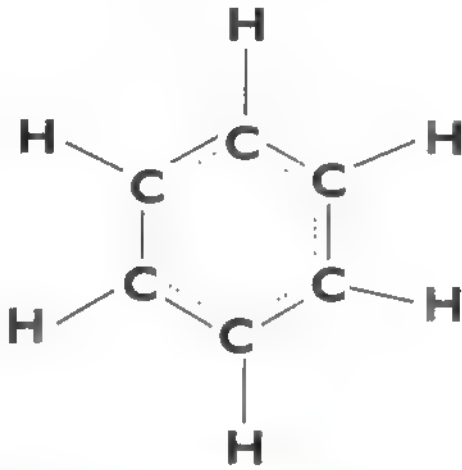
هل تعلم؟

عندما يتم إعداد الأسيتيلين من كربيد الكالسيوم فإنه يحوي على بعض الآثار من الفوسفين phosphine التي تطلق رائحة نفاذة شبيهة بالثوم.

البنزين

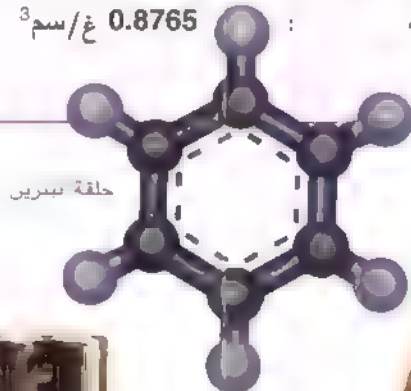
البنزين benzene مركب عطري يتألف من ستة ذرات كربون وستة ذرات هيدروجين. وتصطف ذرات الكربون كسلسلة ضمن بنية حلقية، وتتصل بكل ذرة كربون ذرة هيدروجين.

الصيغة الكيميائية للبنزين



نظرة سريعة

الرمز	:	C_6H_6
نقطة الذوبان	:	5.5 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	80.4 درجة مئوية
الكثافة	:	0.8765 غ/سم ³



حلقة بنزين



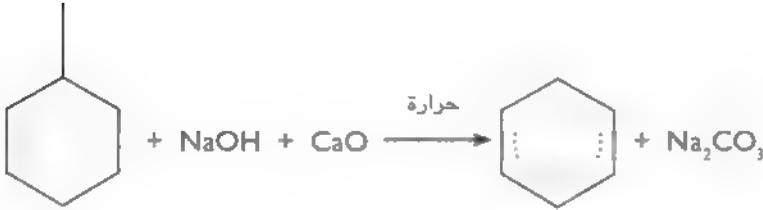
نستخدم البنزين
في العصور.

استخدامات البنزين

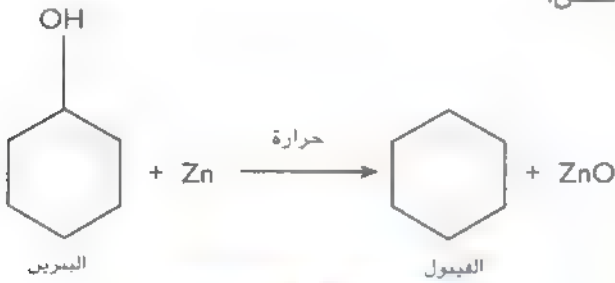
- في التنظيف الجاف drycleaning للملابس الصوفية.
- في صناعة الأصبغة والعقاقير والعطور والمتفجرات والبلمرات.
- كمادة صناعية حائلة للدهون والزيوت والمطاط والراتنجات.
- كوقود للسيارات مع النفط تحت اسم البنزول (أو أسمائه التجارية البنزين أو الغازولين) benzol.

إنتاج البنزين

1- يتم الحصول على البنزين بتسخين بنزوات الصوديوم sodium benzoate مع الصودا الكاوية مما يزيل ثنائي أكسيد الكربون منها.



2- كذلك يتشكل البنزين حين تمرر أبخرة الفينول phenol على صدا التوتياء المسخن.



اكتشاف البنزين

اكتشف مايكل فارادي Michael Faraday البنزين سنة 1825. وقد أطلق عليه العالم أ. ف. فون هوفمان A. W. von Hoffmann اسم البنزين حين اكتشفه في قطران الفحم.



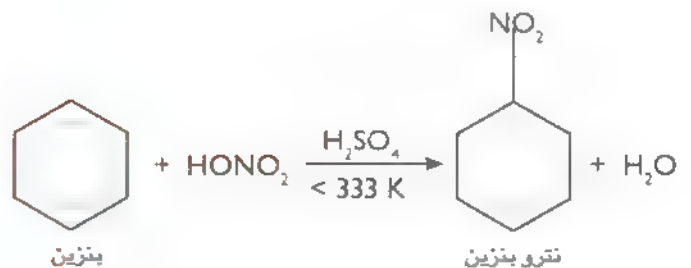
أ ف فون هوفمان

هل تعلم؟

ينحل البنزين بسهولة في المطاط والصمغ والشحوم وعدد من الراتنجات.

خواص البنزين

- سائل عديم اللون.
- شديد السمية.
- يؤدي التعرض الطويل للبنزين إلى الإصابة بمرض ابيضاض الدم leukemia.
- له رائحة نفطية مميزة.
- يحترق البنزين بلهب سناجي بوجود الأكسجين.
- ينتج البنزين النيتروبنزين introbenzene عند تسخينه مع حمض الآزوت المركز مع وجود حمض الكبريت المركز عند درجة 333 كلفن.

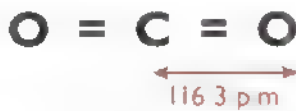




ثنائي أكسيد الكربون

يوجد غاز ثنائي أكسيد الكربون **carbon dioxide** في الهواء بنسبة 0.03٪، وهو يحوي على ذرة واحدة من الكربون، مرتبطة بذرتين من الأكسجين وينطلق غاز ثنائي أكسيد الكربون في الغلاف الجوي نتيجة لتنفس النباتات والحيوانات، واحترق الوقود الفحمي، وتحلل المواد العضوية، والتخميرات، ونتيجة للثورات البركانية.

الصيغة الكيميائية لثنائي أكسيد الكربون



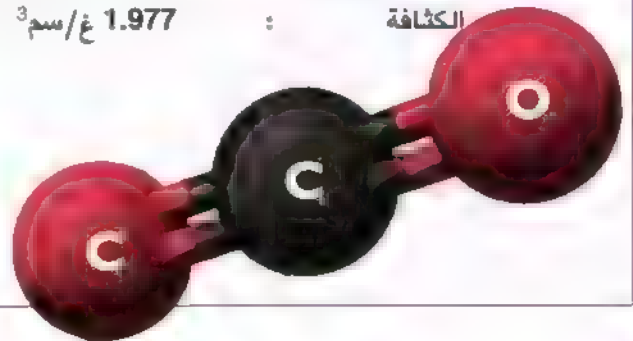
اكتشاف ثنائي أكسيد الكربون

اكتشف يان بابتيستافان هلموت Jan Baptista van Helmut

وجود ثنائي أكسيد الكربون في الهواء سنة 1630.

نظرة سريعة

الرمز	:	CO ₂
نقطة الذوبان	:	-78 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	-57 درجة مئوية
الكثافة	:	1.977 غ/سم ³





شخص يفحص أسطوانة ثنائي أكسيد الكربون

استخدامات ثنائي أكسيد الكربون

- لثنائي أكسيد الكربون استخدامات عديدة نذكر منها:
- يقوم ثنائي أكسيد الكربون بدور حيوي في الطبيعة؛ حيث يدخل في عملية التمثيل الضوئي photosynthesis التي تتم بموجبها صناعة جميع الأغذية الموجودة في الطبيعة.
- يستخدم ثنائي أكسيد الكربون في إطفاء النيران كمادة مبردة refrigerant؛ وذلك بتعبئته وإطلاقه من مطفئات الحريق.
- يستخدم ثنائي أكسيد الكربون في صناعة اليوريا urea وهي أحد الأسمدة المهمة.

خواص ثنائي أكسيد الكربون

- لثنائي أكسيد الكربون رائحة خفيفة نفاذة وطعم حمضي.
- ينحل في الماء والإيثانول ethanol والأسيتون acetone.
- ثنائي أكسيد الكربون أثقل من الهواء.
- يحول ورق عباد الشمس الأزرق إلى اللون الأحمر بسبب طبيعته الحمضية.
- ينتج ثنائي أكسيد الكربون الحمض الكربوني carbonic acid عند معالجته بالماء.



- يطلق ثنائي الكربونات (البكربونات) bicarbonates عندما يتحد مع القلويات.



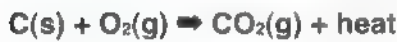
بيكربونات الصوديوم

- يشكل الكربونات carbonates عند اتحادهم مع الأكاسيدات الأساسية كأكسيد البوتاسيوم وأكسيد الصوديوم:
- كربونات الصوديوم ثنائي أكسيد الكربون أكسيد الصوديوم



إنتاج ثنائي أكسيد الكربون

- احتراق الكربون:



حرارة ثنائي أكسجين كربون
أكسيد الكربون

- تخمر السكر:



حرارة ثنائي أكسيد الكربون
كحول الإيثيل خميرة غلوكوز

- عمل الحرارة على الكربون



ثنائي أكسيد الكربون
أكسيد الكالسيوم
حرارة كربونات الكالسيوم

- معالجة الكربونات المعدنية بالحموض المعدنية الممددة.

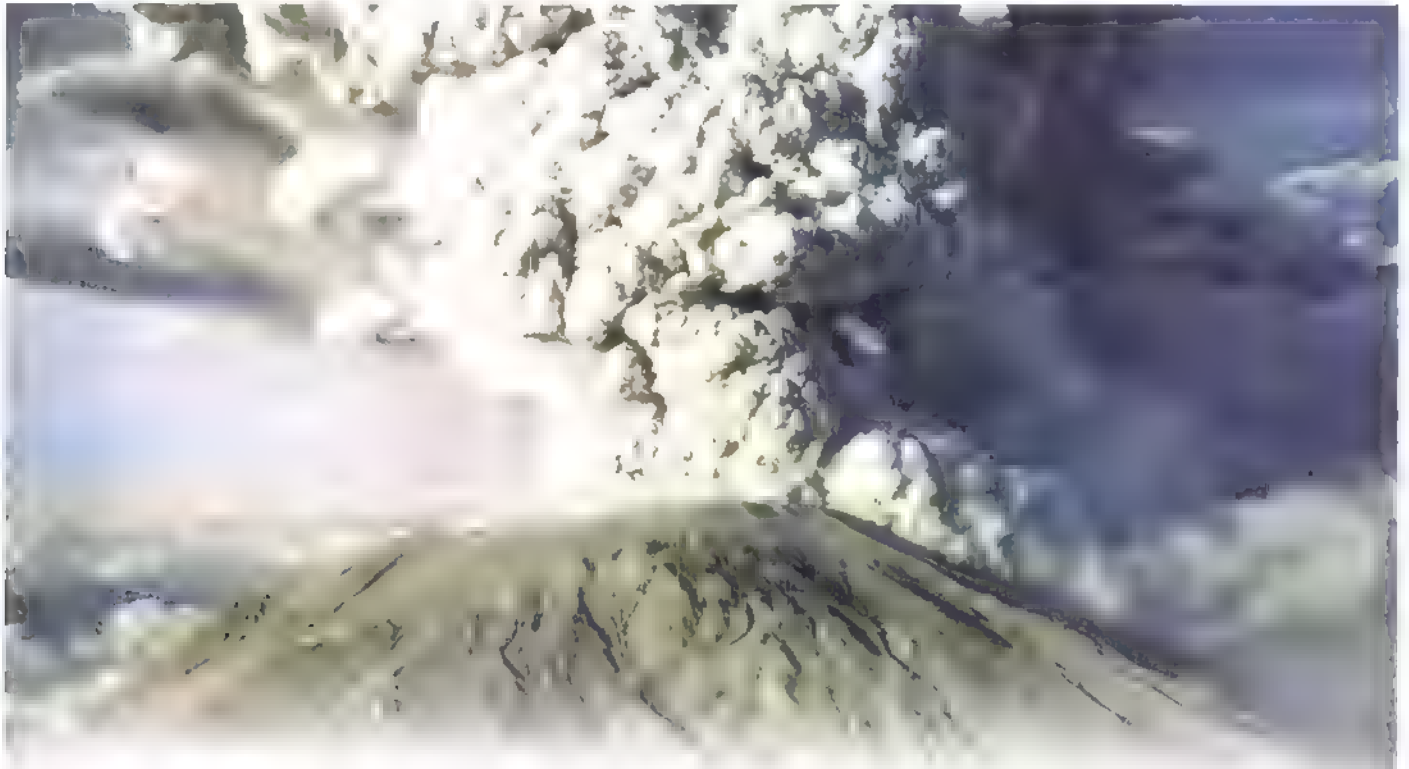


هل تعلم؟

يتزايد ثنائي أكسيد الكربون باستمرار في الغلاف الجوي نتيجة لحرق الوقود الحفري مسبباً ظاهرة الدفيئة greenhouse effect.



يوجد ثنائي أكسيد الكربون المنحل في المشروبات الغازية.



أول أكسيد الكربون

أول أكسيد الكربون carbon monoxide غاز عديم اللون وعالي السمية، يتألف من ذرة واحدة من الكربون، وذرة واحدة من الأكسجين. وينتج أول أكسيد الكربون عن الاحتراق الكامل لوقود المصانع والسيارات.

إنتاج أول أكسيد الكربون

● إمرار ثاني أكسيد الكربون على الكربون الساخن.



● اتحاد حمض الأوكساليك oxalic acid مع حمض الكبريت المركز



COOH : حمض الكبريت المركز
 H_2O : ماء
 $\text{CO}_2(\text{g})$: ثاني أكسيد الكربون
 $\text{CO}(\text{g})$: أول أكسيد الكربون
 $(\text{H}_2\text{SO}_4) (\text{l})$: حمض الكبريت المركز

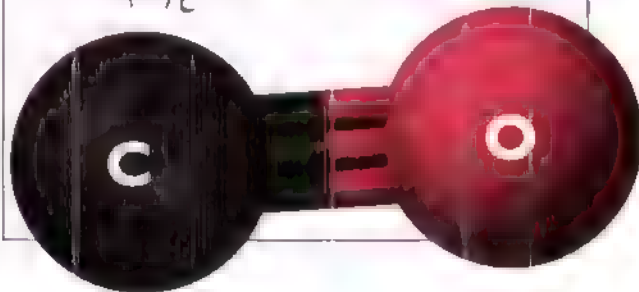
● تجفيف حمض النمليك formic acid بواسطة حمض الكبريت المركز

حمض الكبريت المركز



نظرة سريعة

الرمز	:	CO
نقطة الذوبان	:	-199 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	-91.5 درجة مئوية
الكثافة	:	1.25 غ/سم ³



الصيغة الكيميائية لأول أكسيد الكربون



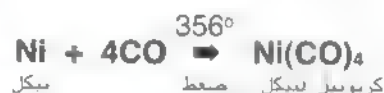
استخدامات أول أكسيد الكربون

لأول أكسيد الكربون استخدامات عديدة نذكر منها

- صناعة المنتجات الكيميائية العضوية واللا عضوية ككحول الميثيل (روح الخشب) methyl alcohol، وفورمات الصوديوم sodium formate، والفوسجين phosgene.
- يستخدم كوقود على نطاق واسع
- يستخدم كعامل اختزال في استخراج المعادن

خواص أول أكسيد الكربون

- غاز عديم الرائحة والمذاق وقابل للاشتعال.
 - أخف من الهواء قليلا
 - قليل الانحلال في الماء
 - شديد السمية
 - ينتج ثنائي أكسيد الكربون عندما يحترق في الهواء
 - ينتج أول أكسيد الكربون كلوريد الكربونيل عندما يتحد مع الكلور في وجود ضوء الشمس والفحم النباتي
- $$\text{CO(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \Rightarrow \text{COCl}_2\text{(g)}$$
- | | | | |
|-------------------|------|----------------|---------------------------|
| أول أكسيد الكربون | كلور | محلول من الفحم | كلوريد الكربونيل (فوسجين) |
|-------------------|------|----------------|---------------------------|
- يشكل أول أكسيد الكربون الكربونيلات المعدنية metallic carbonyls حين يمرر تحت الضغط فوق المعادن الساخنة.



هل تعلم؟

يمكن لأول أكسيد الكربون أن يكون قاتلا حتى عندما لا يشكل إلا 1% من الهواء ويتم تنفسه لمدة 10-15 دقيقة.

اكتشاف أول أكسيد الكربون

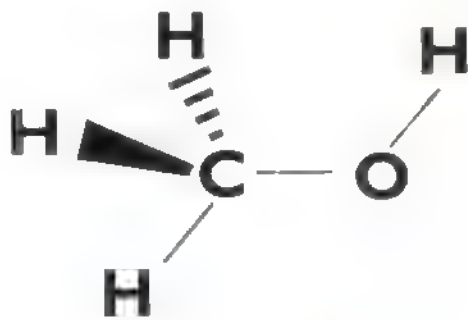
قام العالم لاسون Lassone بتحضير أول أكسيد الكربون لأول مرة سنة 1776 عندما سخّن أكسيد التوتياء مع فحم الكوك. ولكن أول من وصفه كمركب يحوي على الكربون والأكسجين كان الكيميائي الإنكليزي ويليام كمبرلاند كرويكشانك William Cumberland Kruikshank سنة 1800.



الميثانول

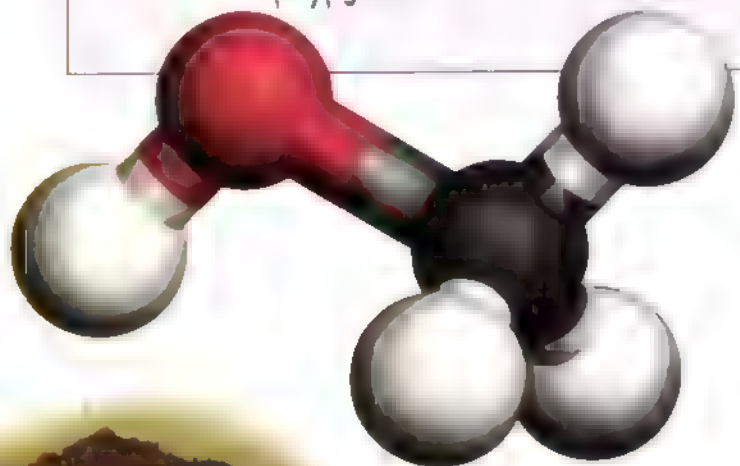
الميثانول methanol هو أبسط أنواع الكحول، ويعرف أيضاً باسم كحول الميثيل methyl alcohol. والميثانول مذيب مخبري معروف، ويستخدم على نطاق واسع في إنتاج مختلف المواد الكيميائية.

الصيغة الكيميائية للميثانول



نظرة سريعة

الرمز	:	CH ₃ OH
نقطة الذوبان	:	97- درجة مئوية
نقطة الغليان	:	65 درجة مئوية
الكثافة	:	0.8 غرام/سم ³



الميثانول في حياتنا

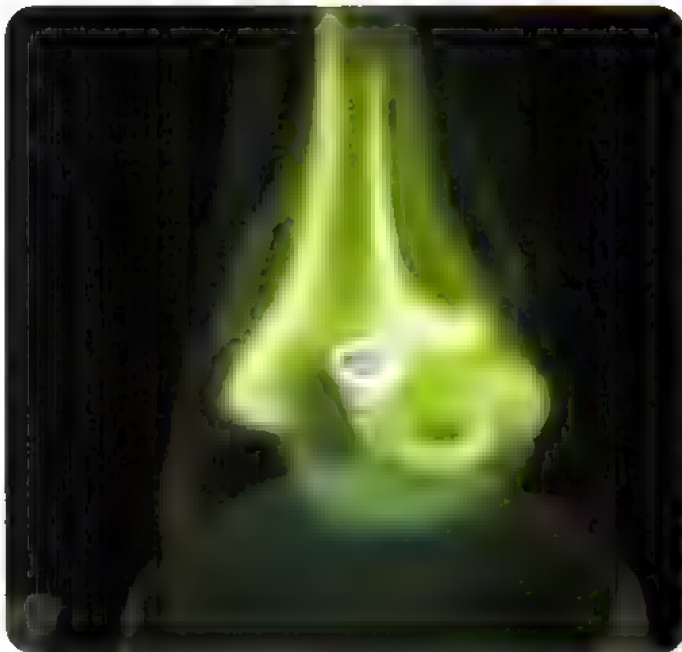


استخدامات الميثانول

- يستخدم الميثانول فيما يلي:
- مانع تجمد في مبردات السيارات.
- كوقود بديل مهم لغازولين السيارات.
- في صناعة الفورمالديهايد.
- مادة حائلة في صناعة الدهانات والأصفيغة.

اكتشاف الميثانول

قام عالم الكيمياء والفيزياء البريطاني روبرت بويل Robert Boyle بعزل الميثانول سنة 1661.

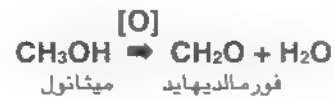


خواص الميثانول

- سائل عديم اللون.
- له رائحة وطعم لاذعان.
- شديد الامتزاج بالماء والمذيبات العضوية.
- ينتج الميثانول ثنائي أكسيد الكربون والبخار، ويحترق بلهب أزرق شاحب في وجود الأكسجين.



- يشكل الإيثانول غاز الفورمالديهايد حين يتأكسد مع ثنائي كرومات البوتاسيوم أو برمنغنات البوتاسيوم.



إنتاج الميثانول

يتم إنتاج الميثانول حين يمرر مزيج من الأكسجين وأول أكسيد الكربون بنسبة 1 2 على محفز وتحت ضغط وحرارة عاليين.



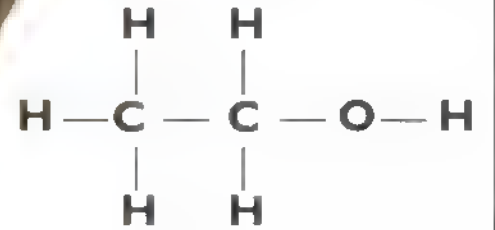
هل تعلم؟

الميثانول شديد السمية، ويؤدي تناوله إلى العمى الدائم والوفاة.

الإيثانول

الإيثانول ethanol من الحموض الدهنية، ويعرف أيضاً بكحول الإيثيل ethyl alcohol والكحول النقي والكحول المطلق. ويستخدم الإيثانول على نطاق واسع في الصناعة على شكل مزيج بنسبة 95% من الإيثانول و5% من الماء، ويعرف بالكحول عيار 95%.

الصيغة الكيميائية للإيثانول



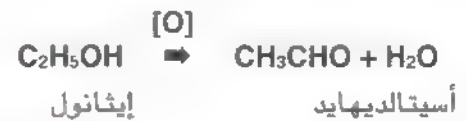
الإيثانول

خواص الإيثانول

- سائل صافٍ عديم اللون.
- له رائحة زكية.
- يمتزج بشكل كامل مع الماء والمحلولات العضوية.
- ينتج الإيثانول ثنائي أكسيد الكربون والبخار، ويحترق بلهب أزرق شاحب غير متوهج في وجود الأكسجين.



- يشكل الإيثانول أسيتالدهايد عندما يتأكسد مع ثنائي كرومات البوتاسيوم أو برمنغنات البوتاسيوم.

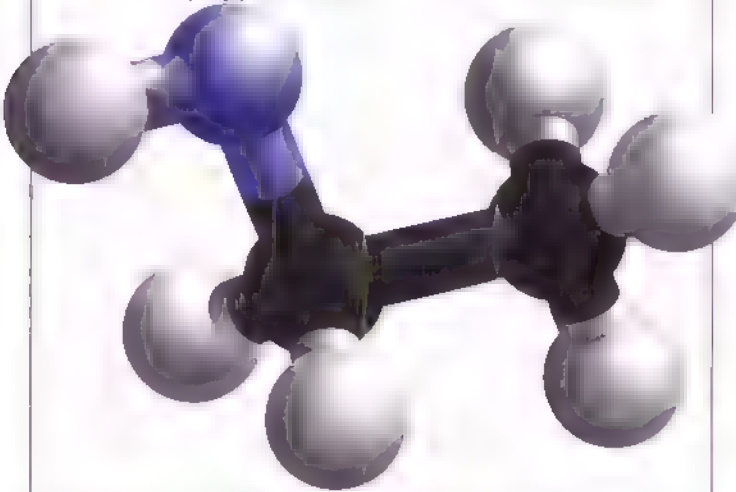


ينتج الإيثانول إيثوكسيد الصوديوم، ويطلق غاز الهيدروجين عندما يتحد مع الصوديوم في درجة حرارة الغرفة.



نظرة سريعة

الرمز:	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
نقطة الذوبان :	-114.3 درجة مئوية
نقطة الغليان :	78.4 درجة مئوية
الكثافة :	0.789 غرام/سم ³





حافلة تسير بالايثانول

اكتشاف الايثانول
قام العالم المسلم محمد بن زكريا الرازي بعزل الإيثانول
لأول مرة كمركب نقي.

هل تعلم؟

الإيثانول هو أحد المكونات المسكرة المعروفة في
الكثير من المشروبات الكحولية.

محطة إنتاج إيثانول

استخدامات الإيثانول

- يستخدم الإيثانول كمذيب في صناعة الدهانات.
- يستخدم في صنع مركبات الكربون.
- يستخدم الإيثانول الممزوج مع الغازولين في محركات الاحتراق الداخلي internal combustion engines.
- يستخدم لتوليد الطاقة في محركات الاحتراق الداخلي.

إنتاج الإيثانول

تستخدم عملية إنتاج الإيثانول بتفاعل الإيثين ethene مع البخار في العمليات الصناعية.



إيثانول بخار إيثين

يستخدم التخمير الكحولي alcoholic fermentation لإنتاج الإيثانول لأغراض غذائية.



فروكتوز غلوكوز خميرة سكر القصب سكروز



إيثانول أنزيم التحلل زيماز

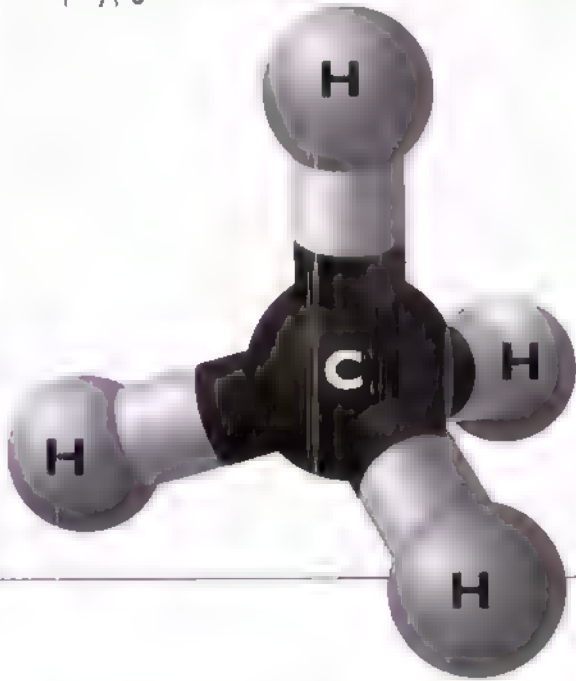


الميثان

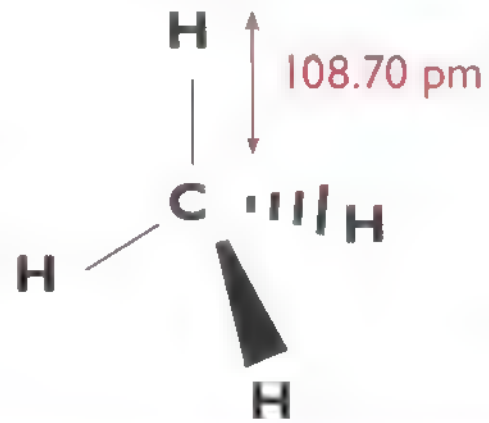
الميثان (الميثان) methane مركب كيميائي يتألف من الكربون والهيدروجين. وهو أبسط الهيدروكربونات، وأول أعضاء مجموعة الألكانات. والصيغة الجزيئية للميثان هي CH_4 . وتتألف من: ذرة كربون واحدة، وأربعة ذرات هيدروجين، ترتبط ضمن وصلات مساهمة وحيدة.

نظرة سريعة

الرمز	:	CH_4
نقطة الذوبان	:	-182.5 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	-162 درجة مئوية
الكثافة	:	0.8765 (20) غرام/سم ³



الصيغة الكيميائية للميثان



محرك صاروخي يعمل على الميثان السائل.



ناقلة غاز طبيعي ساس

خواص الميثان

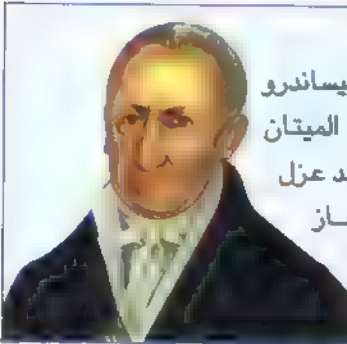
- غاز عديم اللون والطعم والرائحة.
- غير سام، ولكنه قابل للاشتعال.
- ينحل قليلاً في الماء.
- أخف من الهواء.
- يشكل الميثان مزيجاً متفجراً حين يتفاعل مع الهواء، فيحترق بانفجار عنيف مشكلاً ثنائي أكسيد الكربون وبخار الماء.



- التحلل الحراري pyrolysis هو تفكك الميثان إلى عناصره الأولية من كربون وهيدروجين بواسطة الحرارة، وفي غياب الهواء.



- يمكن إنتاج رابع كلوريد الكربون charbon tetrachloride بكلورة الميثان في وجود ضوء الشمس.



اكتشاف الميثان

اكتشف الفيزيائي الإيطالي أليساندرو فولتا Alessandro Volta الميثان بين سنتين 1776 و1778، فقد عزل الميثان حين كان يدرس غاز المستنقعات في البحيرة الكبرى.

هل تعلم؟

يعرف الميثان بغاز المستنقعات marsh gas: لأنه يوجد حول المياه الراكدة والمستنقعات.

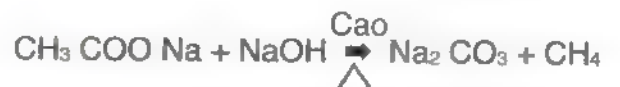
استخدامات الميثان

- يستخدم الميثان لتوليد الكهرباء بحرقه كوقود في العنفات الغازية أو سخانات البخار.
- في العمليات الكيميائية الصناعية.
- سائل مبرد (في الغاز الطبيعي السائل liquid natural gas).
- مائل filler للمطاط الطبيعي.
- في الأصبغة وأحبار الطباعة.
- في صناعة النشادر، وكما مادة أولية في الأسمدة الآزوتية.
- يستخدم أيضاً كمذيب.
- يستعمل كمخدر anesthetic.
- ويستخدم كوقود في المنازل والمؤسسات التجارية والمصانع.



إنتاج الميثان

- يمكن الحصول على الميثان بالطريقة التالية
- يوضع خليط من أستات الصوديوم sodium acetate والصودا الكاوية في أنبوب اختبار زجاجي صلب، ويسد بسدادة مطاطية، ويركب على أنبوب صبيب delivery tube.
- يقمط أنبوب الصبيب في قامطة clamp stand.
- يتم تركيب الأنبوب كما في الشكل.
- يسخن أنبوب الاختبار حتى درجة حرارة عالية. وتتفاعل أستات الصوديوم مع ماءات الصوديوم لتشكل غاز الميثان. ويحدث التفاعل الكيميائي بحسب المعادلة التالية:



يدعى هذا التفاعل إزالة الكاربوكسيلات.

حمض كلور الماء

كلوريد الهيدروجين hydrogen chloride مركب يتألف من الهيدروجين والكلور وهو يكون في حالته الغازية ضمن درجة حرارة وضغط الغرفة. ويتحول إلى حمض كلور الماء hydrochloric acid عند مزجه بالماء.

الصيغة الكيميائية لكلوريد الهيدروجين



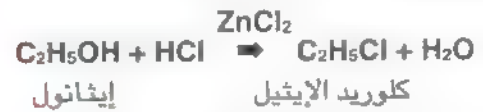
حمض كلور الماء
على ورق عباد الشمس.

نظرة سريعة

الرمز	:	HCL
نقطة الذوبان	:	-114 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	-85 درجة مئوية
الكثافة	:	1.2 غرام/سم ³

الخواص

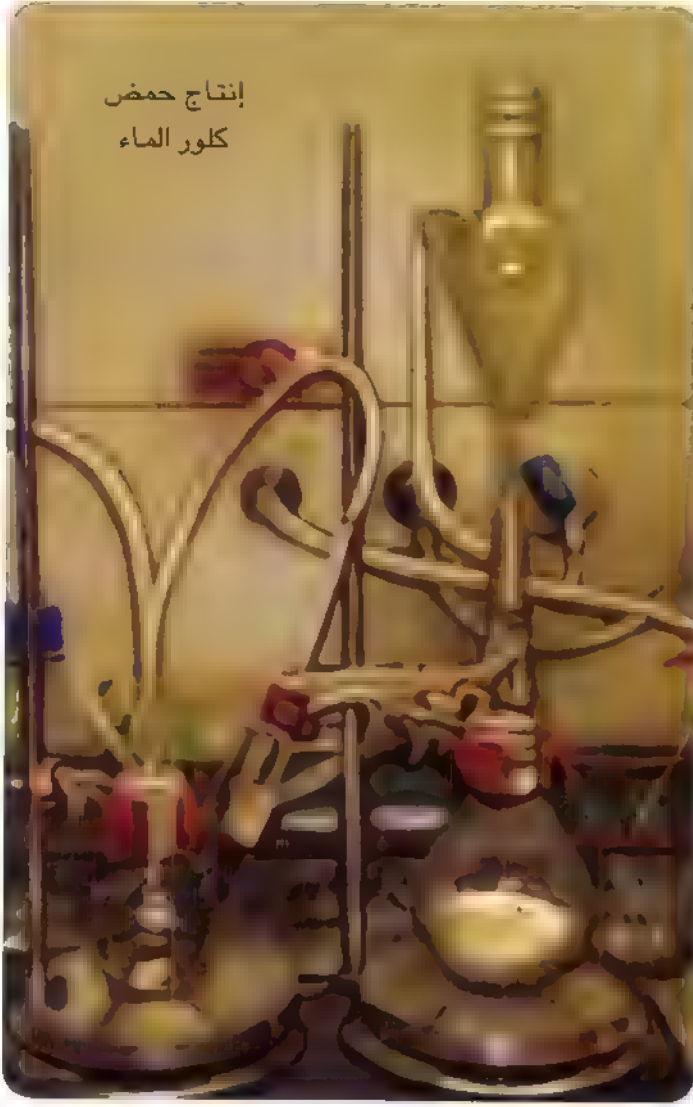
- غاز عديم اللون، ذو رائحة قوية.
- شديد الانحلال في الماء.
- يتفاعل كلوريد الهيدروجين مع الإيثانول فينتج كلوريد الإيثيل ethyl chloride، والماء في وجود عامل التجفيف.
- كلوريد التوتياء zinc chloride.



- عند مزج حمض كلور الماء الممدد مع الحديد أو أكسيد الحديد نحصل على كلوريد الحديد ferrous chloride.



إنتاج حمض كلور الماء



إنتاج حمض كلور الماء

- تستخدم صناعياً عملية احتراق الهيدروجين مع الكلور.



- تستخدم في المختبرات عملية تسخين حمض الكبريت

المركّز مع كلوريد الصوديوم لإنتاج حمض كلور الماء.



اكتشاف حمض كلور الماء

اكتشف حمض كلور الماء لأول مرة من قبل العالم العربي جابر بن حيان حوالي سنة 800 م عندما مزج ملح الطعام مع حمض الكبريت.



هل تعلم؟

إذا زادت كمية حمض كلور الماء عن 0.1% من حجم الجو المحيط فإنها تتسبب في الوفاة خلال بضعة دقائق.

استخدامات حمض كلور الماء

- قياس كمية الفضة في محلول أملاح الفضة silver salts.
- في إعداد الكلوريدات الأيونية ionic chlorides.
- كعامل كلورة في التفاعلات الكيميائية.
- في المعالجة الصناعية للمعادن، وفي تركيز بعض الفلزات.

أسطوانات حمض كلور الماء



برمنغنات البوتاسيوم

برمنغنات البوتاسيوم potassium permanganate مركب كيميائي لا عضوي. وقد عرفت سابقاً باسم برمنغنات البوتاش potash permanganate أو بلورات كوندي Condyl's crystals. يتألف هذا الملح من شاردة بوتاسيوم موجبة، وأربعة شوارد سالبة من أكسيد المنغنيز.

إنتاج برمنغنات البوتاسيوم

- يشكل اتحاد ثنائي أكسيد المنغنيز مع هيدروكسيد البوتاسيوم منغنات البوتاسيوم.

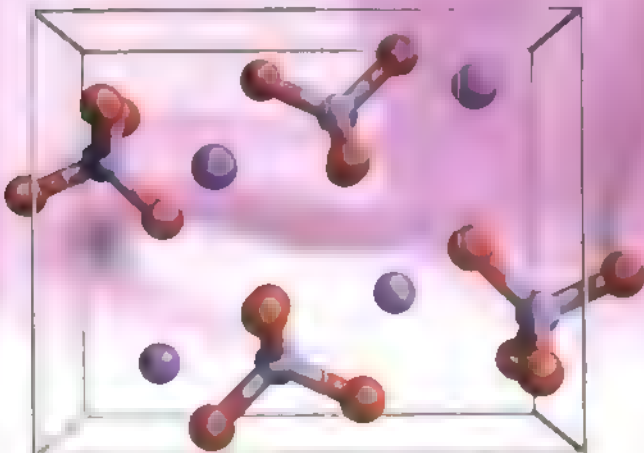


- ثم تتم كهلة منغنات البوتاسيوم باستخدام أقطاب (قضبان) حديدية ضمن درجة حرارة 60 مئوية لإنتاج برمنغنات البوتاسيوم.

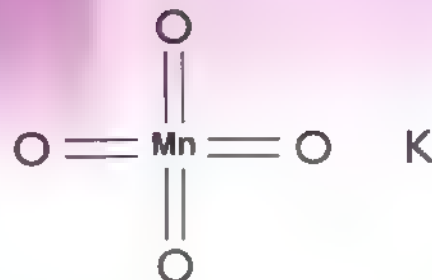


نظرة سريعة

الرمز	:	KMnO_4
نقطة الذوبان	:	240 درجة مئوية
الكثافة	:	2.703 غرام/سم ³



الصيغة الكيميائية



اكتشاف برمنغنات البوتاسيوم

كان الكيميائي الألماني ي. ر. غلاوبر J. R. Glauber أول من اكتشف برمنغنات البوتاسيوم سنة 1695 فقد مزج البيرولوسيت pyrolusite المعدني مع كربونات البوتاسيوم، فأنتج محلولاً أخضر عرف بـمنغنات البوتاسيوم الذي تحول ببطء إلى محلول بنفسجي اللون: هو برمنغنات البوتاسيوم

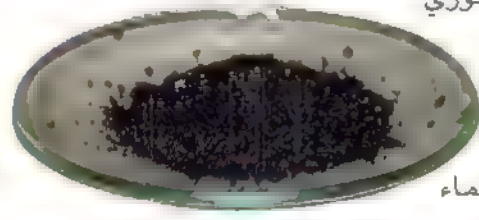
ي. ر. غلاوبر

هل تعلم؟

تترك برمنغنات البوتاسيوم بقعاً بنية اللون على المواد العضوية كالجلد والورق والملابس نتيجة للأكسدة.

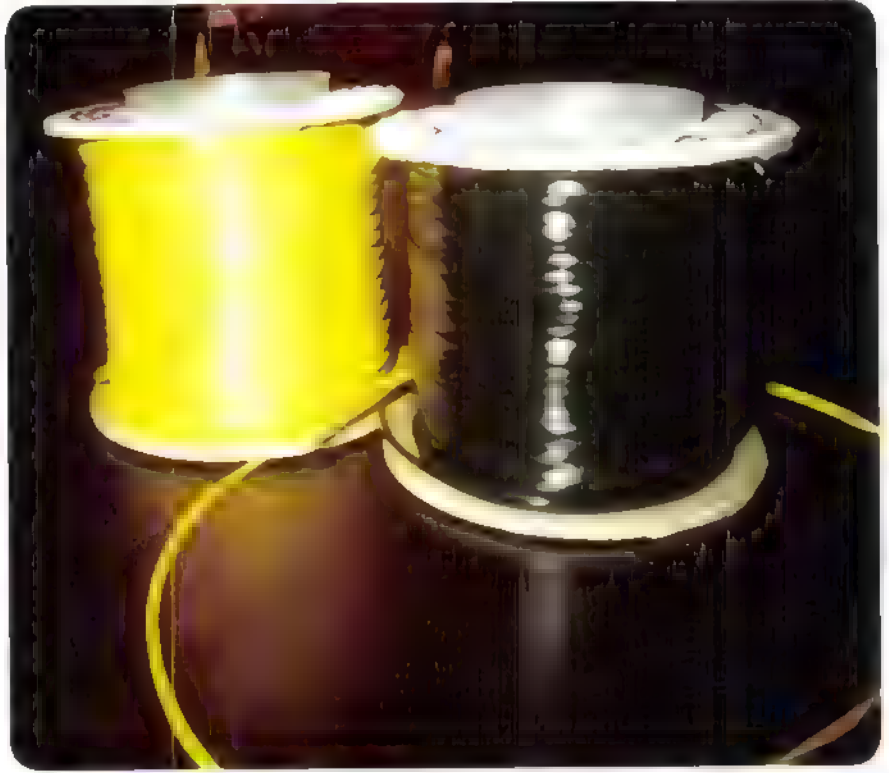
خواص برمنغنات البوتاسيوم

- مركب بلوري بنفسجي اللون
- له لمعة معدنية
- ينحل في الماء والأسيتون والإيثانول.
- يمكن تفكيكه بواسطة الإيثانول.
- ينتج أكسيد المنغنيز المتفجر بتفاعله مع حمض الكبريت المركز.
- ينتج الكلور بتفاعله مع حمض كلور الماء المركز.
- استخدامات برمنغنات البوتاسيوم
- توجد استخدامات كثيرة لبرمنغنات البوتاسيوم منها:
- ضبط المذاقات والروائح.
- إزالة الألوان.
- التحكم بالنمو الحيوي للنباتات ومعالجتها.
- كعامل أكسدة قوي لإزالة الحديد والمنغنيز أثناء تفاعلات الأكسدة.
- يستخدم معقم.
- ككاشف أكسدة تحليلي في معايرات الأكسدة redox titrations.



الكلوريد متعدد الفينيل

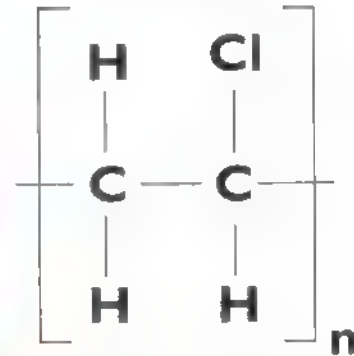
الكلوريد المتعدد الفينيل polyvinyl chloride مركب عضوي تركيبى، وهو مركب صناعي مهم يعرف اختصاراً باسمه المختصر PVC. يعالج الكلوريد متعدد الفينيل بالملدنات plasticizers والموازنان (أو المقرات) stabilizers وخضاب الأصبغة pigments لجعلها أكثر مرونة. بحيث يمكن استخدامها لصنع مختلف المنتجات.



نظرة سريعة

الرمز	:	$[H_2=CHCl]_n$
نقطة الذوبان	:	260-100 درجة مئوية
الكثافة	:	1.4 غرام/سم ³

الصيغة الكيميائية للـ PVC:



الاستخدامات

توجد استخدامات كثيرة للكلوريد المتعدد الفينيل، منها.

- يستخدم الـ PVC الملدن في صنع المعاطف المطرية، وستائر الحمام، وعلب الأفلام.
- يستخدم الـ PVC غير الملدن في صنع خراطيم الماء ووصلات السمكرة، وأسطوانات الحاكي
- كما يستخدم في صنع الأبواب، واللوحات المعمارية الهندسية structural panels، وعوازل الأسلاك الكهربائية.
- وفي صناعة البناء بشكل عام.

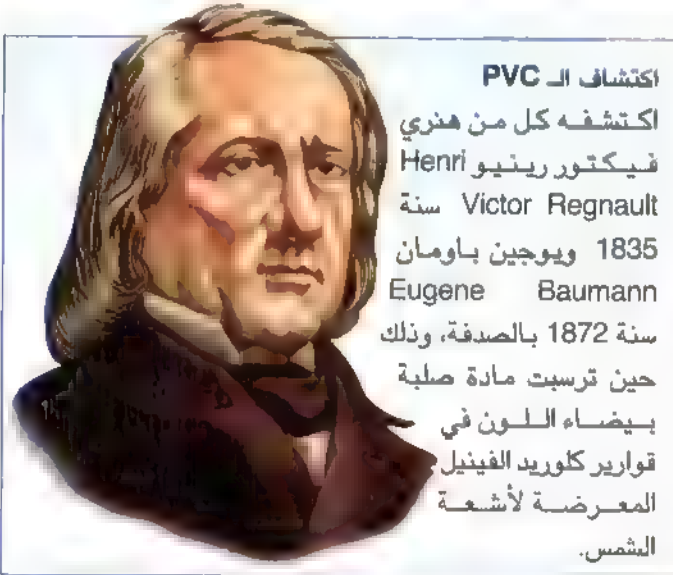
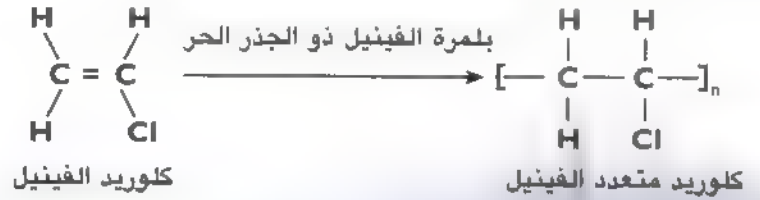


أبواب مياه مصنوعة من الـ PVC.

إنتاج الـ PVC

يتم إنتاج الـ PVC بلمرة كلوريد الفينيل $\text{CH}_2=\text{CHCl}$

مصنع لإنتاج الـ PVC في ألمانيا



هل تعلم؟

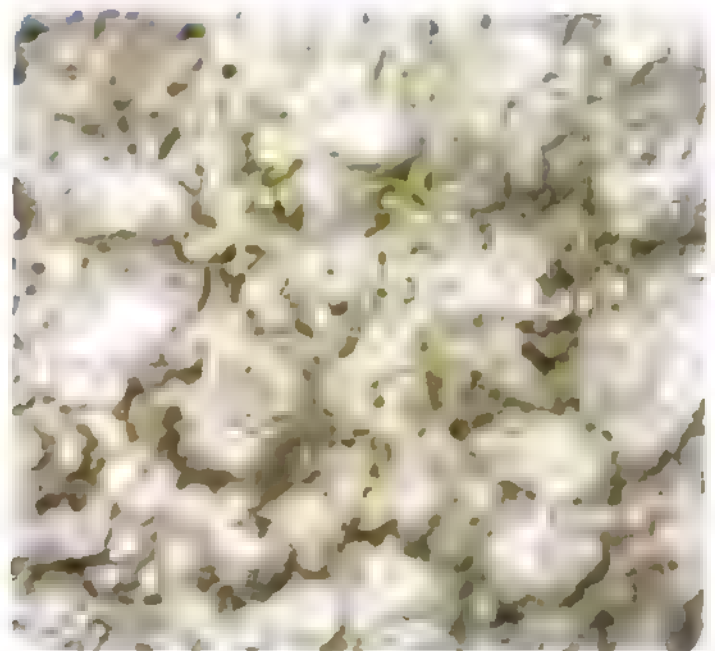
توصل والدو سيمون Waldo Semon وشركة ب. ف. غودريتش B.F. Goodrich إلى تليدين الـ PVC سنة 1926 لإنتاج مادة مرنة.

الخواص

- الـ PVC مادة متينة وصلبة.
- ويتميز مركبها بلونه الأبيض.
- يمكن التحكم بقساوتها باستخدام الملدنات.



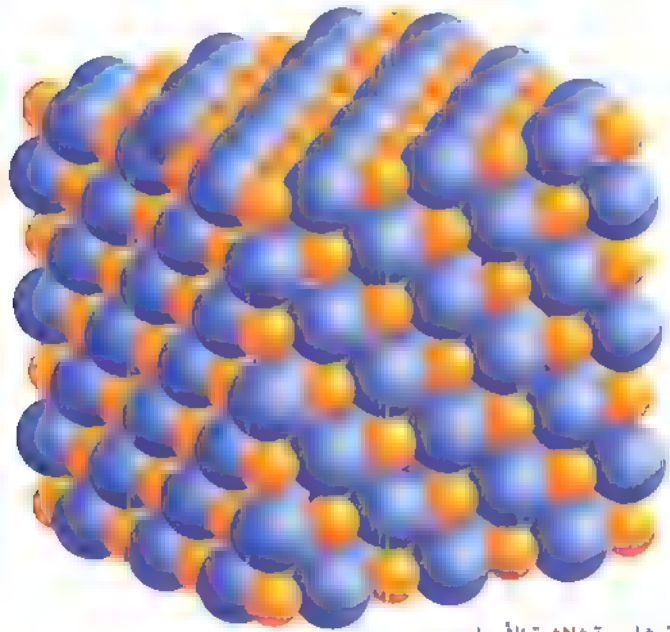
شخص يقطع أنبوباً مصنوعاً من الـ PVC.



الـ PVC مركب أبيض اللون.

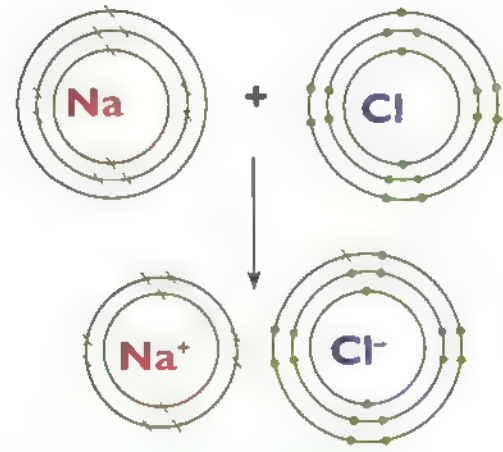
كلوريد الصوديوم

كلوريد الصوديوم **sodium chloride** هو مركب شاردي يعرف أيضاً باسمه الشائع ملح الطعام. وهو مصدر الملح في المحيطات والبحار، وفي السوائل المطروحة خارج خلايا **extracellular** المتعضيات المتعددة الخلايا **multicellular organisms**.



بنية شاردية ثلاثية الأبعاد
لكلوريد الصوديوم

الصيغة الكيميائية



الرابطية الشاردية



ملح الطعام NaCl

نظرة سريعة

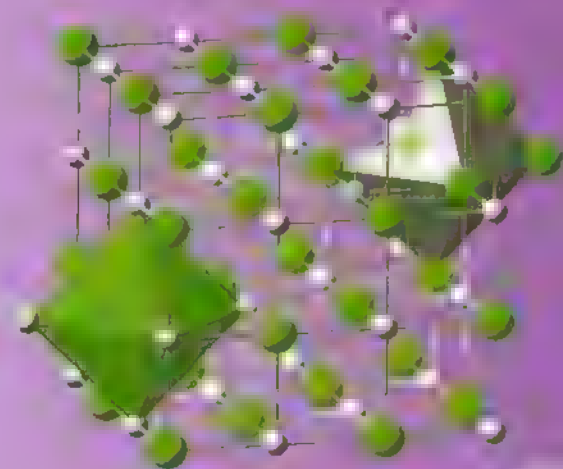
NaCl	:	الرمز
801 درجة مئوية	:	نقطة الذوبان
1413 درجة مئوية	:	نقطة الغليان
2.17 كغ/سم ³	:	الكثافة

خواص كلوريد الصوديوم

- الشكل النقي لكلوريد الصوديوم عديم اللون.
- يمكن أن يشوب كلوريد الصوديوم لوناً أصفر أو بنياً أو أزرقاً في شكله غير النقي.
- قابل للانحلال في الماء.
- قليل الانحلال في الإيثانول.



منظر تقريبي لبلورات كلوريد الصوديوم



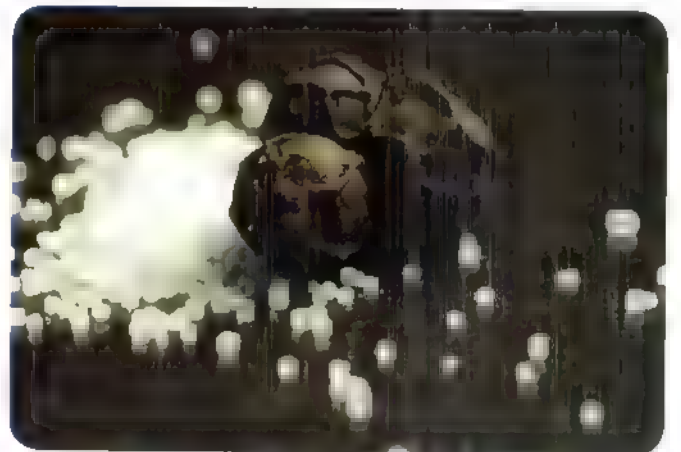


استخراج كلوريد الصوديوم

- في البداية يتم الحصول على كلوريد الصوديوم الخام من مياه البحار المالحة.
- ثم يحلل الملح الخام في كميات ضئيلة من الماء، ويرشح لإزالة الترسبات غير القابلة للانحلال.
- يكون المحلول الناتج مشبعاً بغاز كلوريد الهيدروجين (حمض كلور الماء)، وينتج بلورات كلوريد الصوديوم النقية.
- تتشكل الرابطة الشاردية **ionic bond** بين الصوديوم والكلور حين ينتقل إلكترون من ذرة الصوديوم إلى ذرة الكلور.

استخدامات كلوريد الصوديوم

- تشمل استخدامات كلوريد الصوديوم العديدة ما يلي:
- يعد مكوناً رئيساً في الطعام.
- هو نقطة البدء لسلسلة من المنتجات الصناعية المعتمدة على الصوديوم.
- يستخدم مادة حافظة.
- يستخدم في إعطاء النكهة للأطعمة.



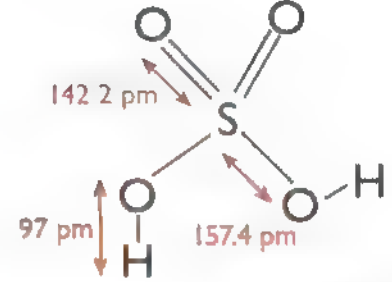
هل تعلم؟

يعد الخط الساحلي في ولاية غوجارات Gujarat الهندية من أهم مناطق إنتاج الملح بطريقة التبخير الشمسي.

حمض الكبريت

حمض الكبريت **sulfuric acid** من الحموض القوية، ويستخدم بكثرة في الصناعة. ويتألف جزيء حمض الكبريت من ذرتي هيدروجين وذرة كبريت وأربعة ذرات أكسجين. ويعد حمض الكبريت المتوفر تجارياً ممدداً بنسبة 96-98% من المحلول في الماء.

الصيغة الكيميائية



خواص حمض الكبريت

- حمض الكبريت سائل زيتي أكال corrosive، ولزج، وعديم اللون.
- وهو قابل للانحلال في الماء بمختلف تركيزاته.
- وهو عامل قوي لإضافة البروتونات protonating إلى مواد أخرى أو تجفيفها.
- يعد عامل أكسدة قوي.
- يمكن كهرة حمض الكبريت في محلول مائي كما يلي:



- يؤدي تسخين حمض الكبريت المركز مع كلوريد الصوديوم إلى إنتاج حمض كلور الماء.



نظرة سريعة

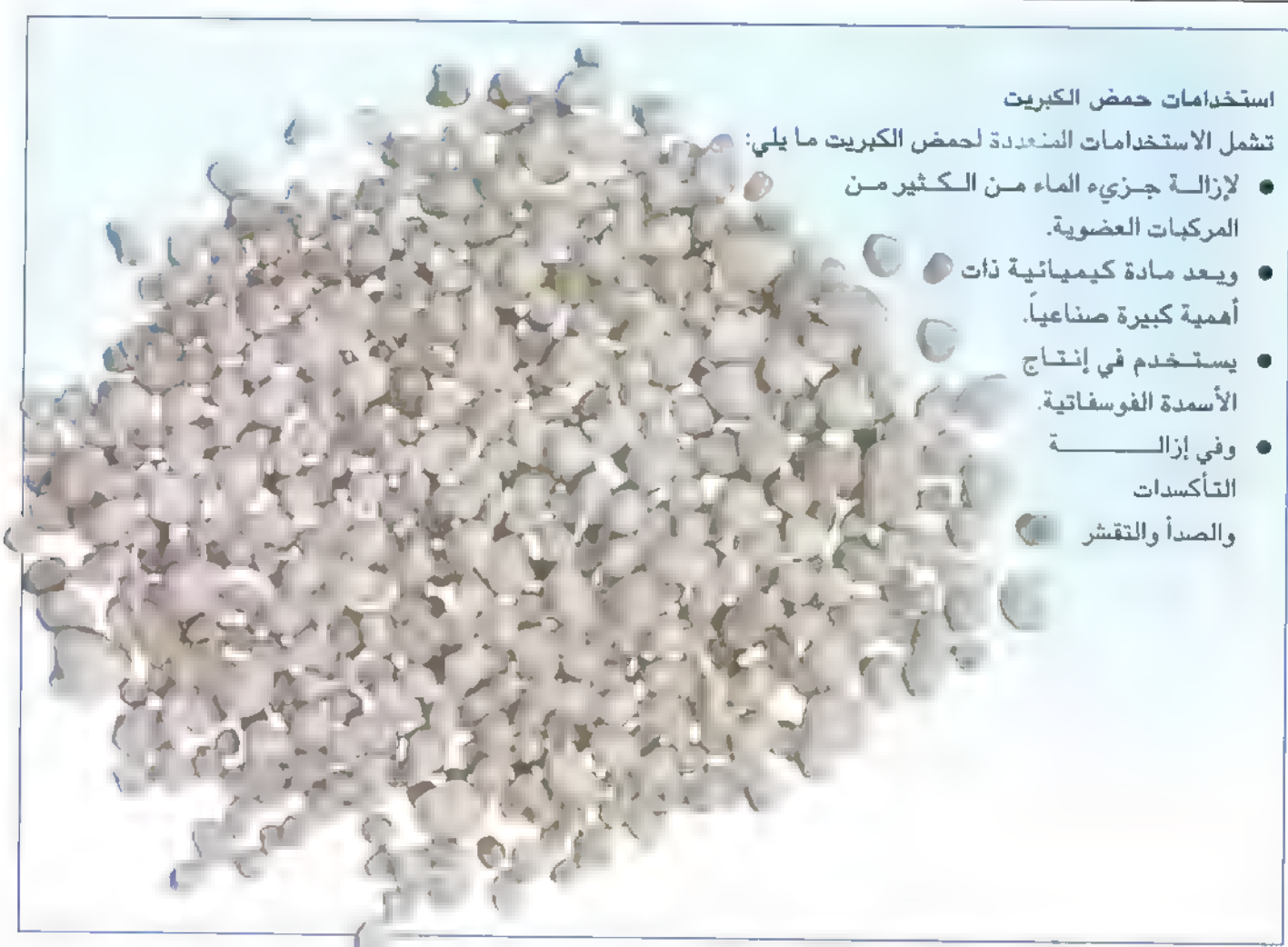
الرمز	:	H_2SO_4
نقطة الذوبان	:	10.3 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	338 درجة مئوية
الكثافة	:	1.94 كغ/سم ³



استخدامات حمض الكبريت

تشمل الاستخدامات المتعددة لحمض الكبريت ما يلي:

- لإزالة جزيء الماء من الكثير من المركبات العضوية.
- ويعد مادة كيميائية ذات أهمية كبيرة صناعياً.
- يستخدم في إنتاج الأسمدة الفوسفاتية.
- وفي إزالة التآكسدات والصدأ والتقشر



إنتاج حمض الكبريت

- في طريقة التلامس contact process يحرق الكبريت بتحميمص فلزات الكبريت والأكسجين لإنتاج ثنائي أكسيد الكبريت.
- ثم يحرق ثنائي أكسيد الكبريت في الهواء مع وجود محفز لإنتاج ثالث أكسيد الكبريت sulfur trioxide.
- ثم يحل ثالث أكسيد الكبريت في حمض الكبريت لإنتاج ما يعرف بالزيت الإثري oleum.
- وعندما يمدد الزيت الإثري بالماء يعطي حمض الكبريت المركز.



ثنائي أكسيد الكبريت



ثالث أكسيد الكبريت



زيت إثري



زيت إثري

حمض الكبريت

اكتشاف حمض الكبريت

اكتشف العالم العربي جابر بن حيان حمض الكبريت في القرن الثامن الميلادي.



هل تعلم؟

كان حمض الكبريت النقي يعرف قديماً باسم زيت الزاج oil of vitriol بسبب شكله الزيتي الصافي واللزج.

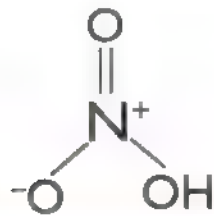
حمض الآزوت

حمض الآزوت (أو النتريك) **nitric acid** مادة صناعية مهمة، وهو كاشف مخبري شائع. ويوجد حمض الآزوت بكميات قليلة في الغلاف الجوي بحالته الحرة. كما يوجد في مركبات نترات البوتاسيوم (Potassium nitrate) (Bengal salt petre) النطرون أو ملح البارود nitre ونترات الصوديوم Chile salt petre (sodium nitrate).



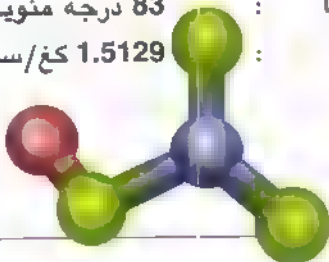
يستخدم حمض الآزوت في صناعة الأفلام الفوتوغرافية.

الصيغة الكيميائية



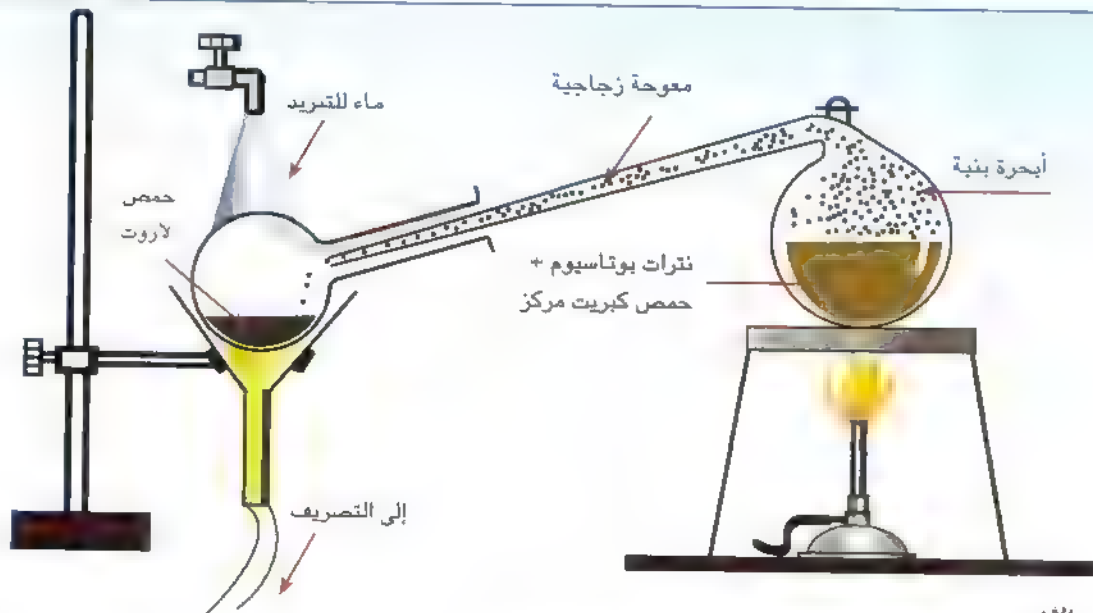
نظرة سريعة

الرمز	:	HNO_3
نقطة الذوبان	:	-42 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	83 درجة مئوية
الكثافة	:	1.5129 كغ/سم ³



خواص حمض الآزوت

- حمض الآزوت سائل عديم اللون.
 - وهو شديد الحث للمواد الأخرى.
 - ويعد حمضاً قوياً.
 - كما أنه عامل أكسدة قوي.
 - يشكل محلولاً من نترات النحاس cupric nitrate، والنحاس حين يمزج حمض الآزوت الممدد مع أكسيد النحاس.
 - ويشكل أكسيد الآزوت حين يعالج حمض الآزوت الممدد مع النحاس أو الزئبق.
- $$\text{Cu}_2\text{O} + 2\text{HNO}_3 \Rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$$
- $$3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \Rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$$



إنتاج حمض الآزوت
ينتج حمض الآزوت من الأكسدة التحفيزية catalytic oxidation للنشادر حين يؤكسد غاز النشادر إلى أكسيد الآزوت وثنائي أكسيد الآزوت بواسطة الأكسجين وفي وجود شبكة تحفيزية من البلاتين platinum gauze catalyst. يمتص الماء ثاني أكسيد الآزوت مشكلاً حمض الآزوت.

استخدامات حمض الآزوت

تضم استخدامات حمض الآزوت العديدة ما يلي:

- يعد كاشفاً مخبرياً شائعاً.
- يستخدم في صناعة الأسمدة كنترات النشادر ammonium nitrate، ونترات الكالسيوم القلوية basic calcium nitrate، وفي صناعة المتفجرات.
- تنقية نترات الفضة silver nitrate التي تستخدم في صناعة الأفلام الفوتوغرافية والأدوية.

اكتشاف حمض الآزوت

اكتشف يوهان رودولف غلاوبر Johann Rudolf Glauber حمض الآزوت سنة 1648. وقام غلاوبر بعزل حمض الآزوت عندما سخن نترات البوتاسيوم (النطرون) مع حمض الكبريت المركز، ثم كُثِّف البخار الناتج.



ي ر غلاوبر

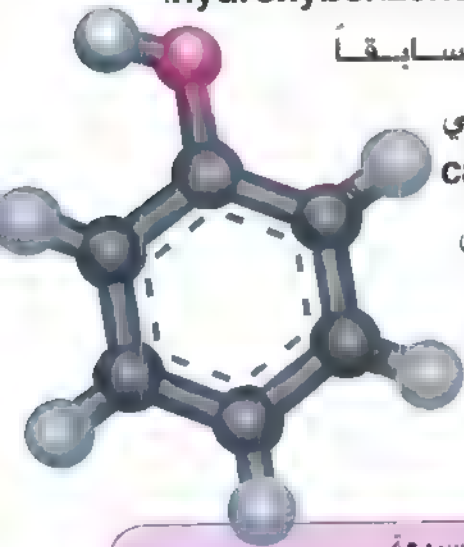
هل تعلم؟

يعد حمض الآزوت حمضاً ساماً، ويمكن أن يؤدي إلى حروق شديدة.



الفينول

الفينول phenol مركب عضوي يتألف من حلقة بنزين ومجموعة هيدروكسيل، حيث تلتحم مجموعة الهيدروكسيل بحلقة البنزين بدلاً من ذرة هيدروجين. والاسم العلمي للفينول هو هيدروكسيبنزين hydroxybenzene.



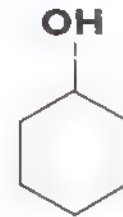
وكان يدعى سابقاً بالحمض الكربولي carbolic acid حين كان يستخدم كمطهر.

نظرة سريعة

الرمز	:	C_6H_5OH
نقطة الذوبان	:	40.5 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	181.7 درجة مئوية
الكثافة	:	1.07 كغ/سم ³

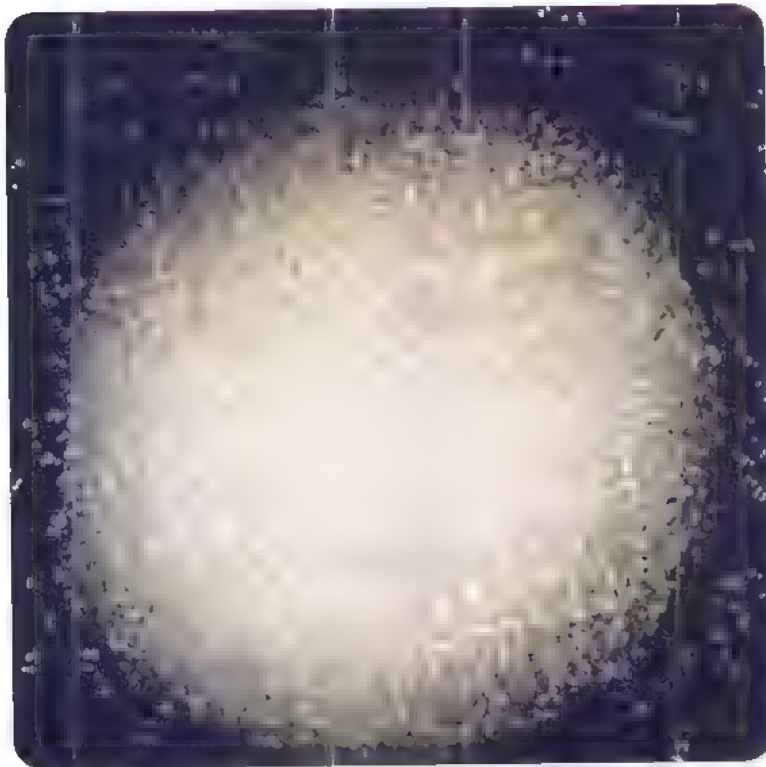
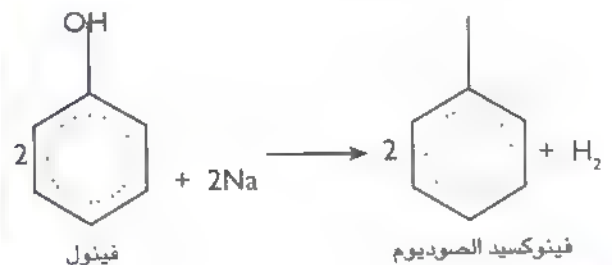


الصيغة الكيميائية



خواص الفينول

- يمكن للفينول أن يكون سائلاً عديم اللون أو مادة صلبة بيضاء في درجة حرارة الغرفة.
- ويتميز برائحته القوية الشبيهة برائحة التوابل.
- وهو ذو خاصية حمضية بسيطة.
- وهو أكثر ذوباناً في الماء من المواد الكحولية.
- كما يشكل روابط هيدروجينية أقوى من المواد الكحولية.
- وهو مادة سامة جداً وحارقة.
- ويشكل أملاح قلوية معدنية تدعى الفينوكسيدات phenoxides عندما يتحد مع الأسس القوية.
- ينتج عن تكثف الفينول الماء كمنتج ثانوي والفورمالدهايد formaldehyde.
- يتشكل فينوكسيد الصوديوم حين يتفاعل الفينول مع ماءات الصوديوم المميّهة.



بلورات الفينول

إنتاج الفينول

ينتج الفينول من تقطير قطران الفحم الحجري coal tar أو النفط الخام. ومن طرائق إنتاجه الأخرى الزيوت العطرية هدرلة الكلوروبينزين hydrolysis of chlorobenzene، أكسدة أيزوبروبيل البنزين oxidation of isopropylbenzene.

هل تعلم؟

يعد الفينول وأبخرة مخرشين للعينين والجلد والجهاز التنفسي.

استخدامات الفينول

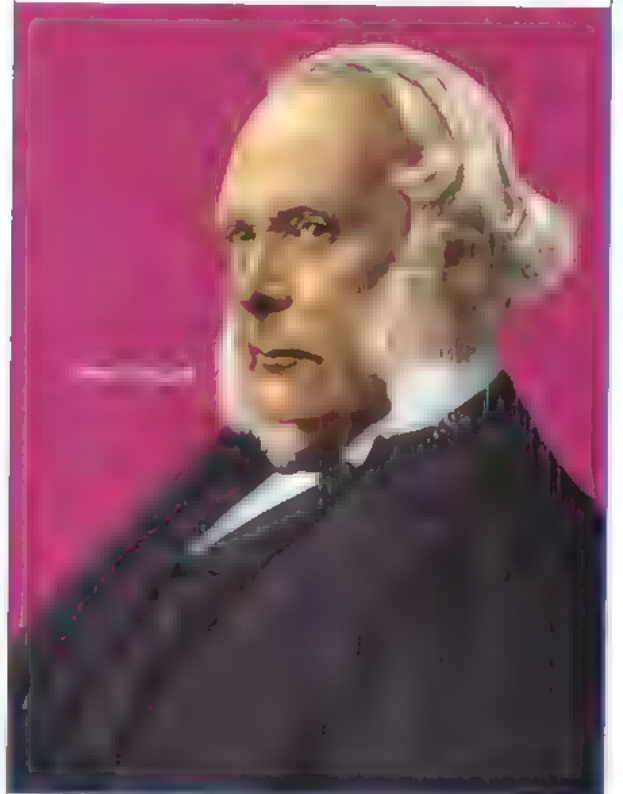
للفينول استخدامات كثيرة منها

- يستخدم معقم صناعي.
- يدخل في تركيب المنظفات، وإنتاج نازعات الأكسجين (ألكيلات الفينول) alkylphenols.
- يستخدم في إنتاج العقاقير الطبية.
- وفي صنع مستحضرات البشرة كالزيت الواقى من أشعة الشمس الضارة.



اكتشاف الفينول

كان الجراح البريطاني جوزيف ليستر Joseph Lester أول من استخدم الفينول مطهراً سنة 1867 لتعقيم الجروح والضمادات والأدوات الجراحية.



كيمائيون مشاهير

الكيميائي **chemist** هو شخص يدرس علم الكيمياء ويتدرب على معالجة مختلف المواد الكيميائية وتفاعلاتها. ويدرس الكيميائي خواص ومميزات وتركيب مختلف المركبات الكيميائية بالتفصيل. وقد ظهر في التاريخ الكثير من الكيميائيين الذين عرفونا بمختلف المواد والظواهر والمفاهيم الموجودة في عالم الكيمياء. وكان المصريون الأوائل أول من برع في الكيمياء عندما تعلموا تحنيط موتاهم. وفيما يلي بعض من أشهر الأسماء الالامعة في عالم الكيمياء.



نيلس بور

نيلس بور

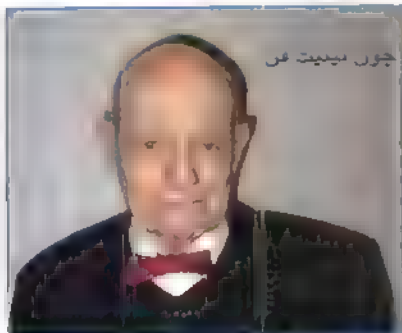
ولد الكيميائي والفيزيائي الشهير نيلس بور Niels Bohr سنة 1885 في مدينة كوبنهاغن بمملكة الدانمرك. واخترع بور أول نموذج فعلي ونظرية لبنية الذرة عندما كان في الثامنة والعشرين من عمره. وقد نال بور جائزة نوبل في الفيزياء سنة 1922 ثناء على دراسته لبنية الذرات. وعمل بور في حقل تطوير الاستخدام السلمي للطاقة النووية.

ماري كوري

كانت ماري كوري Marie Curie عالمة كيمياء بولندية، ولدت سنة 1867 في مدينة وارسو التي كانت آنذاك تحت سيطرة الإمبراطورية الروسية. وكانت ماري كوري أول من ابتدع عبارة "النشاط الإشعاعي" radioactivity. وقد اكتشفت مع زوجها بيير كوري Pierre Curie عنصر الراديوم. ولم تقتصر فائدة هذا الاكتشاف على ولادة علم جديد، بل إنها قدمت أيضاً علاجاً لمختلف الأمراض المخيفة.



ماري كوري



جون بينيت فن

جون بينيت فن

ولد الكيميائي الأميركي جون بينيت فن John Benet Fenn في 15 حزيران 1917 في مدينة نيويورك. وقد نال جائزة نوبل في الكيمياء سنة 2002 لمساهمته الكبيرة في تكنولوجيا تأين الترنيز الكهربي electrospray ionization التي تستخدم في تحديد وتحليل الجزيئات البيولوجية الكبروية biological macromolecules.

ألفرد نوبل



ألفرد نوبل

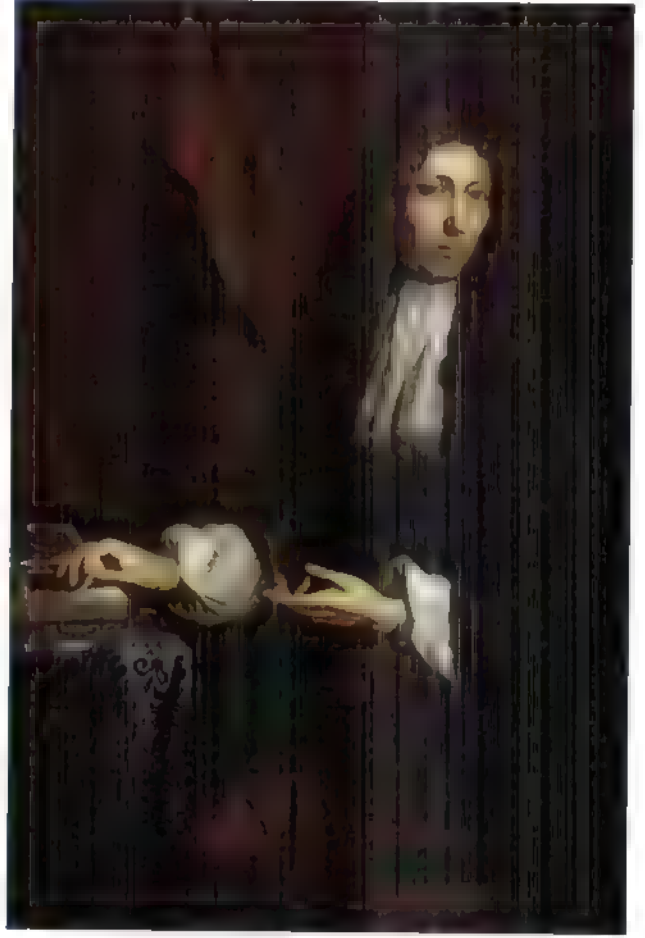
ولد ألفرد نوبل Alfred Nobel سنة 1833 في استكهولم بالسويد، وأصبح كيميائياً متديراً في سن السادسة عشرة. صنع نوبل النتروغليسرين nitroglycerine، واخترع مادة الديناميت dynamite المتفجرة، وأجرى عليها التحسينات. كما اكتشف نوبل أنواعاً أخرى من المتفجرات تستخدم في حفر المناجم، وتشديد الطرق، ومد السكك الحديدية. وتمنح جائزة نوبل في كل عام للمتفوقين في حقول الفيزياء والكيمياء والاقتصاد والطب والآداب والسلام.

إرنست رذرفورد



روبرت بويل

كان روبرت بويل Robert Boyle عالم فيزياء طبيعية وكيميائي ومخترع، ولد في مدينة إسمور الأيرلندية. وقد اشتهر بطرحه قانون بويل Boyle's Law الذي يحدد العلاقة بين الضغط وحجم الغاز. كما عرف بويل بأنه الذي فصل بين الكيمياء والخيمياء القديمة alchemy، واضعاً أسس علم الكيمياء الحديث. ويعد بويل من آباء العلوم التجريبية.



روبرت بويل

إرنست رذرفورد

ولد إرنست رذرفورد Ernest Rutherford سنة 1871 في مدينة نلسون النيوزيلندية. وتخصص رذرفورد في النشاط الإشعاعي، ومنح جائزة نوبل في الكيمياء سنة 1908 مكافأة على عمله في النشاط الإشعاعي. واكتشف رذرفورد جسيمات ألفا Alpha particles التي يمكن تنحيتها بواسطة صفيحة معدنية رقيقة مما يساعد على وضع بنية للذرة. كما اكتشف وجود البروتون، وتنبأ بوجود الإلكترون.

تعريفات مهمة

- أثر الدفيئة greenhouse effect: ارتفاع درجة الحرارة في الغلاف الجوي نتيجة للتلوث بالغازات الضارة للبيئة، ويخشى أن آثار هذه الظاهرة قد أصبحت ملموسة في عصرنا هذا مما يسبب تقلباً في المناخ، وذوبان الكتل الجليدية القطبية
- الاختزال reduction: هو العملية التي تخسر المادة بموجبه إلكترونات أو أكثر عندما تتأكسد، وتدعى عندئذٍ بعامل الاختزال، أما المادة التي كسبت الإلكترون فتدعى بعامل الأكسدة.
- البارود gunpowder: خليط متفجر من نترات البوتاسيوم والفحم والكبريت ويستخدم في صنع الألعاب النارية والمتفجرات كالديناميت الذي يستخدم في حفر المناجم
- البورق borax: هو أحد فلزات البورون وهو مادة صلبة متبلورة بيضاء وتوجد في الترب القلوية والترسبات الملحية وتستخدم كعامل تنظيف، ومرقق للماء، ومادة حافظة
- البوكسيت bauxite: صخر يحوي على ماءات الألومنيوم وهي أهم مصادر الألومنيوم
- التآكل corrosion: هو عملية تأكسد المعدن مما يتسبب في تلفه.
- النألق (أو الوميص) luminescence: إشعاع ضوئي بارد كما في نألق الفوسفور أو الفلور أو النألق البيولوجي
- التخمير fermentation: هو عملية التحول إلى طاقة نتيجة لتأكسد أو تحلل المواد العضوية، كتفكيك المتعضيات الدقيقة للكربوهيدرات المشكلة للمادة ويمكن الحصول على الكثير من المنتجات الصيدلانية عن طريق التخمير
- تركيز المحلول concentration of a solution: هو قوة المحلول التي يحددها عدد الجزيئات الموجودة فيه
- التصفيح الكهربائي electroplating: هو عملية تغطية المعدن بمعدن آخر لمنع تآكله أو صدئه
- التقطير الجزئي fractional distillation: هو عملية تقطير لمادة مكونة من مزيج من السوائل لفصل بموجبه مكونات هذه المادة بعمليات تقطير متتالية، وضمن درجات حرارة مختلفة، بحسب نقاط غليان كل من المكونات، تم تكتيف وجمع المكونات بعد تبخرها
- التكليس calcination: عملية كيميائية وصناعية يتم بموجبه تسخين المادة بدون إذابتها، وذلك لطرد مكوناتها الطيارة ويمكننا التكليس من إنتاج الجير والحجر الجيري والإسمنت والجبس، وهو أيضاً الخطوة الأولى لاستخراج المعادن من فلزاتها
- التلطيخ tarnishing: هو عملية تشكل طبقة رقيقة (كالصدأ أو الأكسدة) على سطح المعادن المتوسطة التفاعل نتيجة لتفاعل كيميائي يجري على سطحها الخارجي مما يفقدها بريقها
- التوهج incandescence: انبعاث الضوء من مادة نتيجة لتسخينها أو لارتفاع درجة حرارتها
- رسوبي sedimentary: أحد أنواع الصخور التي تشكلت نتيجة لاحت وترسب جزيئات صغيرة من التربة بفعل جريان الماء أو الريح أو الجليد ثم تعرضها إلى ضغط شديد
- الزنجفر cinnabar: فلز بني اللون ضارب إلى الحمرة يتألف من كبريتيد الزئبق، وهو من أهم مصادر الزئبق
- الصخر النابط extrusive rock: من الصخور النارية التي تشكلت من المقذوفات والحمم البركانية المصهورة
- إطفوية (أو التعويمية) buoyancy: أحد خواص المادة التي تجعلها تطفو على سطح سائل
- العدد الذري atomic number: هو عدد البروتونات الموجودة في نواة عنصر ما أو أحد نظرائه، وهو الذي يحدد مكان وجود العنصر على الجدول الدوري للعناصر.
- العزل insulation: تغطية المادة للتقليل من آثار الحرارة أو الكهرباء أو الصوت عليها.
- العلاج الإشعاعي radiotherapy: عملية طبية لعلاج بعض الأمراض (كالسرطان) بتعريض المنطقة المصابة لإشعاعات مثل الأشعة السينية أو أشعة بيتا أو غاما والتي تكون صادرة من مصدر خارجي أو من مواد مشعة موضوعة داخل الجسم
- الغازات النبيلة noble gases: هي غازات خاملة ونادرة تنتمي إلى المجموعة 18 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر، وتضم غازات الهليوم والنيون والأرغون والكريبتون والزينون والرادون
- الغالينا galena: فلز بلوري متألق رمادي اللون ضارب إلى الزرقة. يتألف من كبريتيد الرصاص، ويعد المصدر الرئيس للرصاص
- الغالون gallon: وحدة قياس للسوائل تعادل أربعة ليترات تقريباً

التغليف (غلجنة) galvanization: عملية طلي أو تغطية الحديد أو الفولاذ بالتوتياء منعاً للتآكل.

الفولاذ اللا صدوء stainless steel: فولاذ مقاوم للتآكل يحوي على الكروم بنسبة 12٪ على الأقل ويستخدم في صنع الأدوات القاطعة والحوامل الكروية وشفرات العنفات.

قابل للمشد ductile: إحدى خواص المعدن وتعني إمكانية سحبه لتشكيل أسياخ أو صفائح منه.

قابل للطرق malleable: إحدى خواص المعدن، وتعني إمكانية إعادة تشكيله أو حنيه بعد جعله مرناً بالطرق عليه.

قصيف brittle: إحدى خواص المعدن، وتعني أنه قابل للانكسار أو التجزؤ بسبب عدم مرونته.

الكاشف reagent: مادة كيميائية تدخل في تفاعل كيميائي فتكشف عن مادة أخرى أو تقيسها أو تعدها.

الكهرلة electrolysis: فصل أو تفكيك مكونات مركب ما بإمرار الكهرباء فيه.

اللحام بالأكسي أسيتيلين oxyacetylene soldering: عملية لحام يتم فيها التوصل إلى درجة حرارة عالية بإحراق الأسيتيلين بالأكسجين.

الماء الملكي aqua regia: مزيج من حمض الازوت وحمض كلور الماء، وهو مزيج أكال بطبيعته ودو أبخرة كثيفة، ويستخدم في إذابة المعادن كالذهب وسواه.

المادة matter: هي أي شيء له كتلة، ويشغل حيزاً، ويمكن أن يتحول إلى طاقة.

المادة الحافظة preservative: هي مادة تمنع المواد الأخرى من التلف كما في المواد الحافظة للطعام.

المحفز catalyst: مادة كيميائية تساعد على تسريع التفاعل بين مواد كيميائية أخرى من دون أن يحدث أي تغيير في المادة المحفزة.

المتاصل allotrope: هو مادة مشكلة من مادة أصلية، فمثلاً يعد الماس والغرافيت من متأصلي الكربون.

المرذ (أو المرذاذ أو البخاخ) aerosol: عبوة تحوي على نقاط من مادة معلقة ضمن غاز مضغوط يعمل كقوة دافعة عند إطلاق نقاط السائل على شكل رذاذ.

مشبع saturated: صفة تطلق على محلول ما عندما يكون في أقوى تركيزاته ضمن درجة حرارة معينة.

الملغم amalgam: مادة تستخدم لملء الفجوات السنية، وتتألف من عجينة من مسحوق الزئبق والفضة والقصدير التي سرعان ما تصبح صلبة.



الفهرس

إبسميت 62	إيثان 125	تميه (تميع) 105، 121
إثمد 9، 41	بارون أكسل كرونستد 75	تنغستات الكالسيوم 96
إريثريتان 72	باريوم 8-9	تنغستات المنغنيز الحديدية 82
احتراق 4، 24-25، 31، 79، 131	بتشبلند 67، 122	ثالث أكسيد البورون 97
احتراق كامل 25	برمنغنات البوتاسيوم 69، 135-136،	ثالث كلوريد الكربون 139
اختزال أكسدة 31	142-143	ثنائي أكسيد النتروجين 22
أشباه معادن 9	بروم 7، 116-117	ثنائي فلوريد المنغنيز 68
أشعة فوق الحمراء 87	بريليوم 8-9	ثنائي كلوريد المنغنيز 68
أراغونيت 64	بلمرات حيوية 51	ثلاثي الذرة 11، 107
أرجنتيت 80	بلوتونيوم 7	ثنائي الذرة 11
أرغون 7، 27، 121	بلورات كوندري 142	ثوليوم 7
إزالة الفضة 81	بلوري 19، 97	جبسيت 90
إزالة الكربوكسيلات 139	بنتان 125	جرمانيوم 9، 33
أستات فينيل الإثيلين 50	بوتان 125	جزيئات 10-11، 13، 17، 19، 21، 23،
أستاتين 9	بورات الكالسيوم 96	33-35، 47، 49، 50، 52، 124
أسس 5، 44-45	بورق 45، 97	جورج برانت 73
أسمدة 37، 43، 109، 111، 139، 149، 151	بورون 96-97	جون دالتون 11
أكتيني 8	بوكسيت 39	حال 16-17
أكريلونتريل 50، 55	تآكل 30، 40-41، 79، 84	حديد 4، 7-9، 15، 19، 27، 36، 39،
أكسجين 7، 22، 24، 27، 37	تبخر 13، 29	41، 47، 57، 70-72، 82، 93،
106-107، 131	تبلور 147	101، 142-143
أكسدة 24، 31، 73، 143، 149، 151، 153	تخمير 30، 47، 101، 130، 137	حمض الآزوت 27، 43، 80، 88، 94،
أكسيد القصدير 92	تشكل إلكتروني 34-35	97، 123، 150-151
أكسيد الكوبالت 73	تصفيح كهربائي 72، 74، 81	حمض كلور الماء 43، 45، 83، 92،
أينشتاينيوم 7	تعويم الزيد 39	140، 143
أقطار حمضية 27	تفاعل تسلسلي 31	حمض الكبريت 43، 148-149
أندرياس مارغراف 79	تفكك 31، 67، 127، 139	حمض الليمون 43
أنزيمات 3، 46-47	تقطير 27، 38-39، 79، 89، 105،	حمض النخلية 48
انفجار 25، 139	111، 121، 153	خلاط 16-17، 20-21
أنكلسيت 94	تكثف 12-13، 29، 152	خلي 43، 101
أوزون 22	تكليس 38-39	داينات 21

درع 75	سيراميك 72	فحم 133, 103-102, 95, 93, 79, 61
دفيئة 131, 27	سيروسيت 94	فرانسيوم 9-8
دهني 136, 124	سيزيوم 9	فرانكلينيت 78
دهون 129, 102, 49-47, 45	سيلكون 99-98, 77, 70, 33, 9	فلز بابيت 93
دوتريوم 100	سيلينيوم 7	فلز بريتانيا 41
دورالومين 41	شاردي 147-146, 141, 35, 32	فلورسبار 112
دولوميت 62	شبه ناقل 98	فلوروباتيت 112
ذهب 87-86, 7	شحنة كهربائية 10	فوسفات 143, 109-108, 33
ذويان 70, 13-12	شوائب 147, 71, 39	فيرميوم 7
رادون 121, 67, 9	شليت 82	فورمالديهايد 152, 135
راديوم 154, 67-66, 809	صودا كاوية 45	قابل للانحلال الحيوي 51, 49-48
رايون 54, 45	ضغط 103, 101, 46, 27, 23, 12	قابلية الشد 18
رذرفورد 105	155, 140, 135, 133, 111	قابلية الطرق 18
رصاص 95-94	طريقة باير 91	قانون أفوكادرو 23
رقم الكتلة 11	طريقة هابر 105	قانون بويل 23
ركائز 47	عامل تجفيف 148, 140, 65	قانون شارل 23
رماد أعشاب البحر 119	عامل كلورة 141	قَصافة 18
روبيديوم 9-8	عدد ذري 8, 6	قلوي 9, 101
زئبق 89, 88, 46, 37, 31, 7	عزل 144, 55, 27	كاستريت 93-92
زنجر 39	عطور 129-128, 49	كاشف أكسدة 143
زيتي 48	عفونة 55	كالسيوم 82, 65-64, 45, 33, 9-8
سبيريليت 84	علاج إشعاعي 67	كثافة 151, 127, 108, 98, 96, 70, 15
سترونتيوم 9	عناصر 123, 10, 8-6, 3	كبريت 9
سبيكة 95, 41-40, 15	عوازل 50, 15	كبريتيد الهيدروجين 122
سبيكة رولز 40	غارنيت 74	كربوكسيلي 124, 48
سديم السرطان 107	غاز 37, 23-22, 13-12	كربونات الكالسيوم 65-64, 44
سكانديوم 7	غاز طبيعي 23	كربوهدرات 102, 47
سلبي الشحنة 36-35	غازات نبيلة 120, 33, 9	كرناليت 62, 60
سلسلة متجانسة 125	غالينا 94, 39	كرنوليت 122
سلفينيت 60	غرافيت 103-102	كريببتون 9, 121-120
سمالتيت 72	غروانيات 17	كوباليت 72
سميثسونيت 78	غلفنة 79	كيميائي عضوي 46

كوريوم 107	مندلفيوم 7	نواقل 15، 36، 91
كهرة 101، 95، 91، 81، 61، 59، 57، 38	منظفات 153، 111، 97، 49-48، 43	نيازك 74
ماء ملكي 85	منغنيت 68	نيكل 10-11، 97، 155
ماءات الصوديوم 152، 139، 115، 91، 45	مياه جوفية 28	نيون 9، 120-121
ماءات المغنيزيوم 44	ميتان 25، 27، 33، 124-125، 127	هالوجينات 4، 9، 56، 58، 60، 68، 70
ماري كوري 7، 67، 154	139-138	هاليت 58
ماس 103-102	ميثانول 33، 134-135	هانز كريستيان أورستد 91
مبيدات أعشاب 45	لا عضوي 32، 43، 109، 115-116	هيدروجين 7، 11، 13، 22، 35، 59
مبيدات آفات 117، 89	142، 133	100-101، 115، 140
مبيدات حشرات 111، 45	لبنّي 43	هيدروكربونات 3، 25، 124-126
متأصلات 107، 102، 97، 92	اللحام بالأكسي أستلين 126	هيدروكسيبنزين 152
متين 55	لمعة 37، 86، 88	هكزان 125
مجموعة الألكانات 138، 125	لماع 36، 56، 58، 80، 94	هليوم 9
محاليل 3، 16	لانشايد 8	هماتيت 39، 70-71
محفر 46، 47، 84، 101، 133، 135	ليثيوم 8-9، 56-57، 61	هنري كافنديش 101
149، 151	ليف 54-55	ورق عباد الشمس 43
محلول مائي 148	ليف أكريلي 55	وصلة مساهمة 35، 125
مذيب صناعي 129	ليمونيت 70	وقود فحمي 130
مراهم 37	لينوليك 48	وهاج 89
مركبات عطرية 124	ناقلية كهربائية 9، 15، 69	يوروبيوم 7
مرن 50، 54، 144-145	نايلون 30، 43، 53	يوهان غان 69
مرونة 18	نترات الزئبق 88	
مزيل استقطاب 69	نترات النشادر 43، 151	
مضاد حموضة 45	نتروجين 105	
مطاط 15، 50-51، 129، 139	نتريل 50	
مطهر 153، 143، 119، 115، 111	نحاس 7-9، 15، 36، 40-41، 47	
مغنيزيت 62	150، 127، 86، 84، 80، 77-76	
ماغنيتيت 70	نشادر 27، 83، 101، 105، 139، 151	
مغنيزيوم 8-9، 24، 33، 41، 44، 47	النظرية الحركية 23	
62-63، 96، 98	نظير 73، 119	
ملغم 41، 87	نظير مشع 119	
ممدد 17، 62، 78، 92، 94، 131، 150	نقط 45، 48-49، 52، 84، 101، 153	



أطلَسُ الكِمْيَاءِ



دار الشرق العربي
دار الشرق العربي

يغطي **أطلس الكيمياء** معظم الموضوعات التي يحتاجها كل قارئ يريد التبحر في العلوم الكيميائية كافة بأسلوب منهجي لا يخلو من الفائدة والمتعة، وذلك من خلال النصوص التفصيلية المبسطة والصور الملونة المميزة التي تكسب الكتاب حلة قشبية قلما توجد في الكتب الأخرى.



شركة

دار الشروق العربي

Beirut - Lebanon

بيروت - لبنان

تلفاكس: 00961 1 701668

ص.ب. 11/6918 - الرمز البريدي 11072230

Aleppo - Syria

سوريا - حلب

هاتف: 2115773 - 2116441

ص.ب. 415

فاكس: 00963 21 2125966

e-mail: afashco1@scs-net.org

Info@afashedu.com

ISBN 995361366-4



9 789953 613666

